

А. М. Бутенко

ХІМІЯ

8

Підручник для класів
з поглибленим
вивченням хімії



 ГІМНАЗІЯ

УДК 373.167.1:546
ББК 24.1я72
Б93

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України
(наказ МОН України від 10.05.2016 № 491)

Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу даного підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для учнів 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа «Рекомендовано Міністерством освіти і науки України»:

- О. Я. Зелінська*, асистент кафедри неорганічної хімії
Львівського національного університету
імені Івана Франка, кандидат хімічних наук;
- І. С. Яковенко*, учитель Запорізького технічного ліцею,
старший учитель

Бутенко А. М.

Б93 Хімія для загальноосвітніх навчальних закладів з поглибленим вивченням хімії : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закладів / А. М. Бутенко. — Х. : Гімназія, 2016. — 288 с. : іл.

ISBN 978-966-474-277-8.

Підручник містить увесь необхідний теоретичний матеріал, передбачений чинною державною програмою, достатню кількість задач з розв'язаннями, практичні роботи з елементами дослідження, домашні досліди. Логічна послідовність, простота й наочність викладу матеріалу, високий науковий рівень, велика кількість ілюстрацій сприяють розвитку творчої діяльності учнів.

УДК 373.167.1:546
ББК 24.1я72

ISBN 978-966-474-277-8

© А. М. Бутенко, 2016
© ТОВ ТО «Гімназія», оригінал-макет,
художнє оформлення, 2016

Любі восьмикласники!

У 7 класі ви ознайомилися з новою навчальною дисципліною хімією. Вона, як і всі інші науки, достатньо складна, але водночас цікава й захоплива. У цьому ви могли переконатися під час демонстрації дослідів, спостерігаючи появу диму без вогню, зміну забарвлення розчинів різних речовин, а також металів на повітрі. Після закінчення 7 класу ви зрозуміли, чим відрізняються чисті речовини від їхніх сумішей, атоми — від молекул; з'ясували, що таке атом, молекула, хімічний елемент. Ви дізналися, які назви мають хімічні елементи та якими символами їх позначають, яку властивість вони виявляють під час утворення бінарних сполук і як складати формули цих сполук. Усе це дало вам можливість зрозуміти, що хімія — це дуже важлива галузь знань, без яких неможливо обійтися ні лікарю, ні інженеру, ні агроному, ні будівельнику.

Спостереження за перебігом деяких хімічних реакцій і фізичними явищами, що їх супроводжують, неодмінно наштовхувало вас на думку, що вивчення їхніх таємниць допоможе краще розуміти навколишній світ, відрізнити шкідливі процеси від корисних, уникати небезпеки, свідомо користуватися тим, що дає сприятливий результат.

У 8 класі ви засвоїте такі поняття, як «кількість речовини», «молярна маса», «молярний об'єм газів», ознайомитеся з основними класами неорганічних сполук, періодичним законом і періодичною системою хімічних елементів Д. І. Менделєєва, будовою атомів та типами хімічного зв'язку між ними, що реалізуються під час утворення молекул, кристалів тощо.

Як бачите, цього року навчальний матеріал із хімії дещо складніший. Щоб ним успішно оволодіти, необхідно пам'ятати:

- засвоєння знань відбувається тільки в процесі власної діяльності: чим більше ви виявите самостійності, тим краще опануєте необхідний матеріал;
- на уроках хімії, так само як і на уроках з інших шкільних дисциплін, необхідно виявляти самостійність, брати активну участь в обговоренні нового матеріалу, пов'язаного із закономірностями перебігу хімічних процесів;

- ще більше самостійності потрібно виявляти, виконуючи домашні завдання. Намагайтеся розібратися в логіці викладення навчального матеріалу, зрозуміти її, пояснити суть хімічних явищ;
- самостійне виконання домашнього завдання сприяє швидкому розвитку інтелекту. Це — запорука вашого майбутнього успіху не лише в хімії, але й загалом у житті.

Нагадаємо, як правильно користуватися підручником.

Викладення матеріалу в підручнику послідовне: не вивчивши матеріал попереднього параграфа, вам буде надто важко опанувати наступний.

Після вивчення параграфа потрібно виконати запропоновані до нього завдання й відповісти на запитання. Спочатку проаналізуйте алгоритм розв'язування задач даного типу. Нумери найскладніших завдань позначено зірочкою. У разі труднощів прочитайте параграф ще раз. Обов'язково виконуйте завдання: тільки так ви зможете краще вивчити та зрозуміти хімічні процеси, а також розвинути свої навички та вміння.

Якщо ви зумієте відповісти на всі запитання, виконати завдання та розв'язати всі задачі, наведені в підручнику, то хімія стане для вас не тільки зрозумілою, але й найулюбленішою навчальною дисципліною.

Бажаю вам успіхів у навчанні, і в хімії зокрема!

Автор

Умовні позначення

- Прості запитання, для відповіді на які необхідно уважно прочитати текст підручника
Складніші запитання й завдання подано без позначки
- * Найскладніші завдання

ПОВТОРЕННЯ ТА ПОГЛИБЛЕННЯ ОСНОВНИХ ХІМІЧНИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

§ 1. Хімія — наука про речовини та їхні перетворення. Структурні частинки речовини: молекули, атоми

У цьому параграфі ви повторите:

- що вивчає хімія;
- із чого складаються всі речовини.

Хімія — це наука про склад, властивості, будову та перетворення речовин, що супроводжуються зміною їхнього складу, структури, а отже, і властивостей.

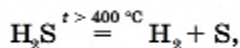
Речовини — це те, із чого складаються фізичні тіла.

Усі речовини складаються зі структурних частинок. Так, більшість органічних речовин, наприклад метан CH_4 , етиловий спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, оцтова кислота CH_3COOH , а також деякі прості неорганічні речовини, перш за все неметали, наприклад азот N_2 , кисень O_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , складаються з **молекул**. Інші неметали, зокрема бор B , вуглець (алмаз, графіт) C , силіцій Si , мають **немолекулярну (атомну) структуру**.

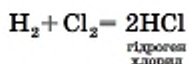
Молекули складаються з атомів, число яких може коливатися від двох (N_2 , HCl) до декількох тисяч (білки, вітаміни). Винятком із цього правила можна вважати благородні гази (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn).

Молекула — це найменша частинка речовини, що зберігає хімічні властивості цієї речовини.

У ході хімічних реакцій одні речовини можуть перетворюватися на інші — прості або складні. Так, у результаті зовнішньої дії, наприклад нагрівання, молекули багатьох складних речовин можуть перетворюватися на молекули простих речовин:



а молекули деяких простих речовин — на молекули складних речовин:



Тому молекули відносять до *хімічно подільних частинок*.

Атоми одних елементів не можуть перетворюватися на атоми інших елементів *у ході хімічних реакцій*.

Атом — це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини.

■ Запитання та завдання



1. Що вивчає хімія?
2. Що таке речовина? Наведіть приклади.
3. З наведеного переліку виписіть окремо речовини та фізичні тіла: скло, кухонна сіль, труба, вода, крейда, мідний дріт, цинк, олівець, бензин, крижина, графіт.
4. Складіть у зошиті таблицю.

Речовина	Вироби (фізичні тіла)		
Мідь			
Золото			
Графіт			

У правій графі таблиці напишіть назви виробів, які можна виготовити з наведених речовин.

5. Складіть у зошиті таблицю.

Вироби (фізичні тіла)	Речовина		
Кран			
Труба			
Ложка			

У правій графі таблиці напишіть назви речовин, з яких можна виготовити наведені вироби.

6. Чим відрізняються поняття «атом», «молекула»?
7. З яких структурних частинок складається: вода, вуглекислий газ, мідний дріт, кисень та азот, що є складовими повітря?
- *8. З яких структурних частинок складається сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$? Скільки атомів кожного елемента входить до складу її молекули? Скільки всього атомів у складі молекули сахарози?

§ 2. Хімічні елементи. Поняття про будову атома.

Відносна атомна маса. Прості і складні речовини.

Атоми як форма існування хімічних елементів

У цьому параграфі ви повторите:

- що таке хімічний елемент;
- які кількісні характеристики атома є найважливішими;
- що називають відносною атомною масою хімічного елемента;
- чим відрізняються поняття «хімічний елемент» і «проста речовина», «проста речовина» і «складна речовина».

Хімічні елементи. На теперішній час на Землі та в космосі виявлено 89 різних видів атомів, які відрізняються один від одного будовою, а також масою і розміром, штучно одержано 29 видів атомів. Усього на сьогодні відомо 118 хімічних елементів.

Атоми певного виду заведено називати хімічними елементами.

Кожний хімічний елемент має назву та символ (хімічний знак) — умовне позначення у вигляді однієї або двох літер, узятих з його латинської назви. Так, символ Ag утворено з першої та третьої літер латинської назви елемента, Au — із першої та другої літер, а символи O, K, N — тільки з першої літери.

Хімічні елементи представлено в періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва. Кожний із них має атомний (порядковий) номер, назву та символ (див. форзац 1).

Носієм властивостей хімічного елемента є

атом — хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Поняття про будову атома: ядро, електрони. Усі атоми мають достатньо малі масу та розміри. Так, наприклад, абсолютна маса атома Карбону дорівнює всього $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг, а його розмір становить близько 10^{-10} м.

Атом складається з ядра та електронів. Ядро — центральна частинка атома, розмір якого близько 10^{-15} м. Електрони утворюють електронну оболонку атома. Її розміри визначають розміри атома. Негативний заряд електронної оболонки дорівнює позитивному заряду ядра. Таким чином, **атом електронейтральний.**

Позитивний заряд ядра є однією з **найважливіших кількісних характеристик атома.** Атоми, що мають однаковий заряд ядра, відносять до одного й того самого елемента.

Відносна атомна маса. Важливою кількісною характеристикою атома є його *атомна маса*. Це дуже мала величина, тому використовувати її під час розрахунків не зовсім зручно. Ось чому в хімії застосовують не абсолютні значення мас атомів, а відносні атомні маси.

Значення відносних атомних мас одержують у результаті ділення абсолютної атомної маси, вираженої в кілограмах, на постійну величину, яку називають *атомною одиницею маси* (а.о.м.). У сучасній хімії за цю одиницю беруть $1/12$ частку маси атома Карбону $^{12}_6\text{C}$:

$$1 \text{ а.о.м.} = 1/12 m_p(\text{C}) = \frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ (кг)}.$$

Відносною атомною масою хімічного елемента називають відношення маси його атома до $1/12$ маси атома Карбону $^{12}_6\text{C}$.

Відносну атомну масу позначають символом A_r . Індекс r — перша буква англійського слова *relative*, що в перекладі на українську означає «відносний».

Щоб обчислити відносну атомну масу будь-якого елемента, потрібно масу атома цього елемента поділити на масу 1 а.о.м. Наприклад:

$$A_r(\text{O}) = \frac{26,559 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 15,994; \quad A_r(\text{Al}) = \frac{44,789 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 26,981.$$

У розрахунках зазвичай використовують округлені до цілих чисел значення відносних атомних мас. Так, для атома Оксигену $A_r(\text{O}) \approx 16$, для атома Алюмінію $A_r(\text{Al}) \approx 27$.

Форми існування хімічних елементів. Хімічні елементи зрідка трапляються в природі у вигляді поодиноких атомів, наприклад Гідроген у космічному просторі. В умовах Землі найпоширенішою формою існування елементів є прості та складні речовини.

Простими називають речовини, які утворені одним хімічним елементом.

Приклади простих речовин: Cl_2 , Si , P_4 , Al . Вони є формою існування хімічного елемента у вільному стані.

Слід розрізняти поняття «хімічний елемент» і «проста речовина». Проста речовина — це сукупність атомів, які сполучені між собою певним типом хімічного зв'язку й характеризуються низкою фізичних властивостей, не притаманних окремому атому (наприклад, таких, як запах, колір, температури плавлення та кипіння тощо). Хімічні ж властивості простої речовини не-

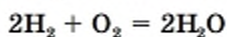
молекулярної структури, наприклад алюмінію й окремого атома Алюмінію, однакові.

Наразі відомо понад 500 простих і більше ніж 20 млн складних речовин.

Складними називають речовини, які утворені різними хімічними елементами.

Приклади складних речовин: H_2S , HNO_3 , CH_4 . Складні речовини ще називають *хімічними сполуками*.




У молекулах складних речовин неможливо визначити властивості, характерні для простих речовин, з яких їх одержали, тому що молекули складних речовин утворюються з атомів різних хімічних елементів. Так, молекула складної речовини води складається з атомів двох хімічних елементів — Гідрогену й Оксигену, а не з простих речовин водню та кисню:



Таким чином, можна виділити три форми існування хімічних елементів: у вигляді поодиноких атомів; у складі простих речовин, у складі складних речовин (табл. 1).

Таблиця 1

Форми існування хімічних елементів

Елемент і його хімічний символ	Умовні моделі		
	у формі поодинокого атома	у складі простої речовини	у складі складної речовини
Гідроген H	 У космічному просторі	 H_2	 H_2O
Сульфур S	 Існує тільки за $t = 1700^\circ\text{C}$	 S_8	 H_2S

Запитання та завдання

- Що називають хімічним елементом?
- Якими символами позначають такі хімічні елементи: Натрій, Кальцій, Алюміній, Сульфур, Оксиген, Калій, Магній, Силіцій? Знайдіть ці елементи в періодичній системі Д. І. Менделєєва та випишіть їхні атомні номери.



3. Яка з кількісних характеристик атома зумовлює тільки йому притаманні хімічні властивості?
4. У яких одиницях виражають абсолютну масу атома?
5. Чому атом є електронейтральною частинкою?
6. Яка частинка має більші розміри — атом чи його ядро?
7. Що таке атомна одиниця маси? Яке її числове значення?
8. Дайте визначення поняття «відносна атомна маса». Який зміст має слово «відносна»?
9. Який символ та яку назву має хімічний елемент з відносною атомною масою 18? з відносною атомною масою 28? з відносною атомною масою 55?
10. Який елемент: а) Mg або P; б) O або S — має більшу відносну атомну масу?

§ 3. Хімічні формули. Валентність елементів. Відносна молекулярна маса речовини

У цьому параграфі ви повторите:

- що таке кількісний та якісний склад речовини;
- для чого потрібні хімічні формули, індекси та коефіцієнти.
- що таке валентність хімічного елемента;
- як визначити валентність елементів за формулами сполук та складати формули за валентністю елементів;
- що таке відносна молекулярна маса речовини та як її обчислюють.

Хімічні формули. Склад речовини виражають хімічною формулою. Для того щоб скласти хімічну формулу, необхідно знати якісний і кількісний склад речовини.

Якісний склад речовини вказує, з атомів яких елементів вона утворена.

Кількісний склад речовини вказує на число атомів кожного елемента в її складі.

Ви вже знаєте, що вода — це речовина. Формула води — H_2O . Отже, до складу молекули води входять атоми двох елементів — Гідрогену й Оксигену. Це — якісний склад молекули води.

Існують речовини, до складу молекул яких входять атоми трьох елементів (наприклад, сульфатна кислота H_2SO_4).

Цифри, що вказують, яке саме число атомів кожного елемента входить до складу тієї чи іншої речовини, називають *індексами*. Отже,

хімічна формула — це умовний запис якісного і кількісного складу речовини за допомогою хімічних символів та індексів.

Звертаємо увагу на відмінність індексів від коефіцієнтів.

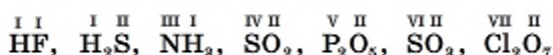
Коефіцієнт — це число, яке ставлять перед формулою речовини (або хімічним символом) для позначення кількості її молекул або атомів. Наприклад, H_2O — одна молекула води, утворена двома атомами Гідрогену й одним атомом Оксигену; $7\text{H}_2\text{O}$ — сім молекул води.



Валентність елементів. Сполучення атомів між собою відбувається відповідно до їхньої валентності.

Валентність — це спроможність атомів одного елемента утворювати певне число хімічних зв'язків з атомами інших елементів.

Для позначення валентності використовують римські цифри, які ставлять у формулі над символом хімічного елемента:



Деякі хімічні елементи виявляють у сполуках постійну валентність. Таких елементів не дуже багато, і тому їх досить легко запам'ятати (табл. 2).

Таблиця 2

Хімічні елементи з постійною валентністю, розташовані в перших чотирьох періодах періодичної системи Д. І. Менделєєва

Значення валентності	Хімічні елементи
I	H, Li, Na, K, F
II	O, Be, Mg, Ca, Zn
III	Al, B, Sc, Ga

Значення валентності можна знайти, наприклад, за номером групи, у якій розміщується елемент у періодичній системі. Так, елементи IA, IIA та IIIA груп мають постійну валентність, що дорівнює відповідно номеру групи: валентність Натрію — I, Барію — II, Галію — III.

Але більшість елементів має змінне значення валентності. Її найвище значення часто збігається з номером групи періодичної системи, у якій цей елемент розміщується. Значення змінної валентності елемента в сполуках заведено вказувати в дужках після його назви. Наприклад, елемент головної підгрупи IV групи (або інакше IVA групи) Карбон утворює такі оксиди: CO — карбон(II) оксид і CO₂ — карбон(IV) оксид, у якому він виявляє найвищу валентність IV.

Сполуки, що складаються з атомів двох хімічних елементів, називають *бінарними*.

Знання валентності елементів дає можливість:

- по-перше, визначати валентність елементів за формулами їхніх бінарних сполук;
- по-друге, складати хімічні формули бінарних сполук.

Послідовність дій із визначення валентності елемента за формулою речовини

1	Записуємо хімічну формулу бінарної сполуки та позначаємо відому валентність одного з елементів (табл. 3)	$\overset{\text{I}}{\text{C}}\text{H}_4, \overset{\text{I}}{\text{N}}\text{H}_3, \overset{\text{II}}{\text{P}}_2\text{O}_5, \overset{\text{II}}{\text{Cr}}\text{O}_3$
2	Множимо число атомів цього елемента на його валентність	$\overset{4}{\text{I}}\text{C}\overset{3}{\text{I}}\text{H}_3, \overset{10}{\text{II}}\text{P}_2\overset{6}{\text{II}}\text{O}_3$
3	Ділимо отримане значення добутку на індекс, що показує число атомів другого елемента; записуємо одержане значення валентності над символом цього елемента	$\overset{\text{IV}}{\text{I}}\overset{4}{\text{I}}\text{C}\overset{\text{III}}{\text{I}}\overset{3}{\text{I}}\text{H}_3, \overset{\text{V}}{\text{II}}\overset{10}{\text{II}}\text{P}_2\overset{\text{VI}}{\text{II}}\overset{6}{\text{II}}\text{O}_3$

Тепер розглянемо, як можна визначати хімічні формули складних речовин за валентністю елементів, що входять до їхнього складу, на прикладі хлор(VII) оксиду та фосфор(V) фториду.

Послідовність дій зі складання хімічної формули речовини за валентністю елементів

1	Записуємо символи хімічних елементів (на першому місці символи елемента, валентність якого вказано в назві сполуки, на другому — символи елемента, валентність якого наведено в табл. 3) і знаходимо найменше спільне кратне (НСК) двох значень валентності	Хлор(VII) оксид $\overset{14}{\text{VII}}\overset{\text{II}}{\text{Cl}}\text{O}$	Фосфор(V) фторид $\overset{5}{\text{V}}\overset{\text{I}}{\text{P}}\text{F}$
---	---	--	--

2	Визначаємо індекси діленням НСК на валентність даного елемента та записуємо їх після символів кожного з хімічних елементів сполуки	$^{14}\text{Cl}_2\text{O}_7$	$^5\text{PF}_5$
---	--	------------------------------	-----------------

Слід пам'ятати: значення валентності може змінюватися від I до VIII, не може бути *від'ємним*, а також не може *дорівнювати нулю*. Це справедливо як для складних речовин, наприклад $^{\text{IV}}\text{C O}_2$, так і для простих, наприклад $^{\text{I}}\text{Cl}_2$.

Найвища валентність деяких елементів не завжди збігається з номером групи періодичної системи, у якій стоїть цей елемент. Так, Нітроген, Оксиген і Флуор розміщуються відповідно в п'ятій, шостій і сьомій групах, а їхня найвища валентність становить IV, II та I відповідно.

Відносна молекулярна маса. Якщо однією з важливих кількісних характеристик атома є його відносна атомна маса (A_r), то для речовин — це **відносна молекулярна маса** (M_r). Вона дорівнює відношенню маси молекули певної речовини до $1/12$ маси атома Карбону $^{12}_6\text{C}$, відносна атомна маса якого 12. Це безрозмірна величина, яку обчислюють за хімічною формулою речовини.

Відносна молекулярна маса речовини дорівнює сумі відносних атомних мас усіх елементів, що входять до складу молекули.

Якщо формулу речовини умовно записати у вигляді $X_x Y_y Z_z$, то її відносну молекулярну масу можна розрахувати за формулою

$$M_r(X_x Y_y Z_z) = xA_r(X) + yA_r(Y) + zA_r(Z),$$

де A_r — відносна атомна маса елемента; x, y, z — число атомів кожного елемента в складній речовині.

З урахуванням цього відносна молекулярна маса, наприклад, ортофосфатної кислоти H_3PO_4 дорівнюватиме:

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) &= 3A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O}) = \\ &= 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98. \end{aligned}$$

Речовина H_3PO_4 утворена атомами неметалічних елементів, тому вона складається з молекул, тобто має **молекулярну будову**.

Склад речовин немoleкулярної будови передають так само, як і речовин молекулярної будови, — за допомогою формул.



1. На що вказує хімічна формула?
2. Що означають записи: $4Al$, $3H_2S$, $2Cl_2$, CO_2 , $5HNO_3$?
3. Що розуміють під поняттям «валентність»?
4. Укажіть валентність елементів у таких сполуках: V_2O_5 , CuO , Cu_2O , SO_2 , SF_6 , As_2O_5 , Mg_3P_2 , NO , N_2O_5 , N_2O , PbO , PbO_2 .
5. Наведіть приклади сполук елементів з Оксигеном, у яких ці елементи мають валентність: а) II, IV, VI; б) I, III, V.
- * 6. Складіть формули речовин за валентностями елементів (якщо валентність не вказано над символом елемента, то вона постійна (табл. 3)):
 - а) MoO , SbO , SiH , HS , NH ;

$$\begin{matrix} VI & V & IV & II & III \\ MoO & SbO & SiH & HS & NH \end{matrix}$$
 - б) SO , PO , ClO , BO , SiO ;

$$\begin{matrix} IV & V & VII & III & IV \\ SO & PO & ClO & BO & SiO \end{matrix}$$
 - в) SF , CrO , ClO , $SiCl$;

$$\begin{matrix} VI & VI & IV & IV & I \\ SF & CrO & ClO & SiCl \end{matrix}$$
 - г) SO , MnO , WO , SbF , AsH .

$$\begin{matrix} IV & VII & VI & V & III \\ SO & MnO & WO & SbF & AsH \end{matrix}$$
- * 7. У сполуках SCl_4 , $AsCl_3$, $SbCl_5$, $SnCl_4$ атом Хлору одновалентний. Визначте валентність атома другого елемента. Складіть формули сполук з Оксигеном, у яких валентність атомів цих елементів така сама, як і в сполуках з атомом Хлору.
8. Що називають відносною молекулярною масою? Яким символом її позначають?
9. Обчисліть відносну молекулярну масу або відносну формульну масу сполук: вуглекислого газу CO_2 ; сульфатної кислоти H_2SO_4 ; цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$; етилового спирту C_2H_6O ; мармуру $CaCO_3$.
10. За значенням валентності атомів складіть формули оксигенових і гідрогенових сполук та обчисліть їхні відносні молекулярні маси:

$$\begin{matrix} IV & III & V & II & VII & IV & VI \\ SiH & NH & PO & HS & ClO & CH & SO \end{matrix}$$
- * 11. Відомо речовину, у якій на 2 атоми Купруму припадає 1 атом Сульфуру. У яких масових співвідношеннях треба взяти мідь і сірку, щоб обидві речовини повністю прореагували між собою?

§ 4. Фізичні і хімічні явища. Закон збереження маси речовин. Хімічні рівняння

У цьому параграфі ви повторите:

- чим фізичні явища відрізняються від хімічних;
- якими є ознаки перебігу хімічної реакції;
- як записують перебіг хімічної реакції;
- що означають коефіцієнти в хімічному рівнянні.

Фізичні і хімічні явища. Явища, що відбуваються з речовинами, умовно поділяють на фізичні і хімічні.

Явища, унаслідок яких змінюється форма фізичного тіла, його об'єм, ступінь подрібнення або агрегатний стан речовини, але не змінюється її склад, називають фізичними.

Перехід льоду з твердого стану в рідкий і далі в газуватий, штампування з алюмінію виробів різної форми: виделок, чашок, дроту, перетворення шматка цукру на порошкоподібний стан — це приклади фізичних явищ, бо всі вони не супроводжуються зміною ані складу, ані будови речовини.

Хімічними називають явища, які супроводжуються перетворенням одних речовин на інші.

Так, магній за температури 600 °С згорає на повітрі, тобто перетворюється на його оксид — речовину іншого складу, а отже, і з іншими властивостями. Хімічні явища називають **хімічними реакціями**. Атоми в хімічних реакціях залишаються незмінними, відбувається лише їх перерозподіл у речовинах.

Про перебіг хімічних реакцій свідчать такі явища:

- 1) **виділення або поглинання теплоти.** Якщо до розчину сульфатної кислоти додати розчин лугу, то пробірка, у якій відбувається реакція, стане теплою;
- 2) **зміна кольору.** Якщо мідну пластинку червоного кольору нагріти на повітрі до температури 500 °С, то в результаті хімічної реакції з киснем на її поверхні утворюється наліт купрум(II) оксиду чорного кольору;
- 3) **поява запаху.** Якщо до розчину натрій сульфіді додати розчин хлоридної кислоти, то з'явиться запах тухлих яєць — це запах газу гідроген сульфіді;
- 4) **утворення осаду.** Якщо до безбарвного розчину барій хлориду додати безбарвний розчин сульфатної кислоти, то утворюється осад білого кольору (рис. 1);

- 5) **виділення газу.** Якщо в безбарвний розчин хлоридної кислоти помістити шматочок цинку, то виділиться газ (рис. 2);
- 6) **випромінювання світла.** Якщо підпалити стрічку металу магнію, то вона горітиме яскравим полум'ям з утворенням білої речовини — магній оксиду (рис. 3) і виділенням теплоти.



Рис. 1. Утворення осаду

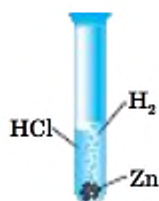


Рис. 2. Виділення газу

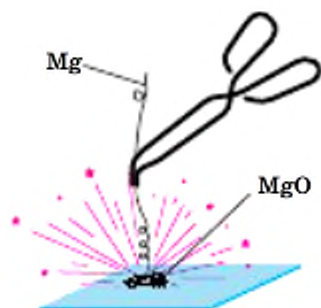


Рис. 3. Горіння магнію

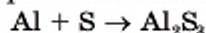
Закон збереження маси речовин. На підставі численних експериментів російський учений Михайло Ломоносов (1748) і незалежно від нього французький хімік Антуан Лавуазьє (1789) відкрили **закон збереження маси речовин**:

маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються в результаті реакції.

На підтвердження цього висновку можна провести дуже простий дослід. Помістимо в колбу трохи ретельно змішаних між собою порошкоподібних алюмінію та сірки — суміш жовтого кольору з металічним блиском. Закриємо колбу пробкою та зважимо її. Потім обережно нагріємо колбу над газовим пальником (150–200 °С). Через деякий час можна спостерігати появу білої порошкоподібної речовини — алюміній сульфід Al_2S_3 . Її утворення свідчить про перебіг хімічної реакції.

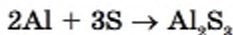
Повторне зважування колби після охолодження до кімнатної температури переконує, що в результаті цієї реакції її маса з умістом залишилася незмінною, хоча початкові речовини вже перестали існувати внаслідок перетворення на складну речовину.

Хімічні рівняння. Розглянуте перетворення заведено в хімії записувати у вигляді рівняння хімічної реакції: у лівій частині записують формули вихідних речовин (реагентів), що вступають у реакцію, а в правій — формули кінцевих речовин (продуктів реакції), що утворюються внаслідок реакції:

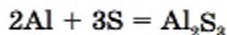


Подібну форму запису називають *схемою реакції*. Щоб вона перетворилася на рівняння, потрібно зрівняти число атомів кожного хімічного елемента в лівій і правій частинах схеми (тобто до і після стрілки). Для цього розставляють стехіометричні (зрівнювальні) коефіцієнти, або просто коефіцієнти, — числа перед формулами речовин, які вказують на кількість частинок, що вступили в реакцію.

Неважко помітити, що число атомів Алюмінію та Сульфуру в лівій і правій частинах схеми різне: зліва один атом Алюмінію та один атом Сульфуру, справа — два атоми Алюмінію та три атоми Сульфуру. А це суперечить закону збереження маси речовини. Щоб позбавитися цього, перед формулою Алюмінію ставимо коефіцієнт 2, а перед формулою Сульфуру — коефіцієнт 3:



Через те що число атомів кожного виду в лівій і правій частинах схеми однакове за рахунок розставлених коефіцієнтів, стрілку між формулами реагентів і продуктів у схемі хімічної реакції можна замінити на знак рівності:



Коефіцієнт 1, подібно до індексу 1 у формулі речовини, не ставляють. Після того як розставлено коефіцієнти, схема реакції перетворюється на *хімічне рівняння*.

■ Запитання та завдання

1. Що розуміють під фізичним явищем? Наведіть приклади.
2. Що розуміють під хімічною реакцією? Наведіть приклади.
3. Якими явищами супроводжується перебіг хімічних реакцій? Наведіть приклади.
4. Визначте, які явища відносять до фізичних, а які — до хімічних: а) замерзання води; б) горіння спирту, вугілля; в) випаровування спирту; г) утворення зеленого нальоту на мідних предметах; ґ) подрібнення кристалів кухонної солі; д) проходження електричного струму по дроту; е) світіння нитки в лампі розжарювання; є) гниття харчових продуктів; ж) утворення туману; з) зміна форми виробу з пластиліну, якщо його м'яти в руках; и) горіння природного газу; і) кипіння води. Які явища можна при цьому спостерігати?



- °5. Як формулюють закон збереження маси речовин?
- °6. Яку форму запису хімічної реакції називають: а) схемою реакції; б) рівнянням реакції?
- °7. Що таке стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції? На що вони вказують і як їх розставляють?
8. Перетворіть схеми хімічних реакцій на їхні рівняння:
- а) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$; б) $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$;
 в) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$; г) $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$;
 р) $CuCO_3 \rightarrow CuO + CO_2$; д) $HgO \rightarrow Hg + O_2$.
9. Укажіть рівняння хімічної реакції з найбільшою сумою всіх стехіометричних коефіцієнтів серед тих, які подано схемами:
- а) $Mn + O_2 \rightarrow Mn_3O_4$; б) $Si + O_2 \rightarrow SiO_2$;
 в) $N_2O_5 \rightarrow NO_2 + O_2$; г) $P_{(черв)} + Cl_2 \rightarrow PCl_5$.
10. Укажіть рівняння хімічної реакції з найменшою сумою всіх стехіометричних коефіцієнтів серед тих, які подано схемами:
- а) $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$; б) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$;
 в) $Fe_2O_3 \rightarrow Fe_3O_4 + O_2$; г) $Si + F_2 \rightarrow SiF_4$.

§ 5. Масова частка елемента в складній речовині та розчиненої речовини в розчині

У цьому параграфі ви повторите:

- що таке масова частка хімічного елемента в сполуці та як її обчислюють;
- як визначають масову частку й масу розчиненої речовини в розчині.

Масова частка хімічного елемента в складній речовині показує, яка частка відносної молекулярної маси речовини припадає на даний елемент.

Її обчислюють за формулою

$$w(X) = \frac{nA_r(X)}{M_r}$$

де $w(X)$ — масова частка хімічного елемента X, виражена в частках одиниці; n — число атомів даного елемента, позначене індексом у формулі сполуки; A_r — відносна атомна маса X; M_r — відносна молекулярна або відносна формульна маса сполуки.

Сума всіх часток дорівнює одиниці або 100 %.



Приклад 1. Обчисліть масові частки хімічних елементів у хлор(VII) оксиді Cl_2O_7 .

Дано:



$$w(\text{Cl}) = ?$$

$$w(\text{O}) = ?$$

Розв'язання

Спочатку визначимо відносну молекулярну масу речовини:

$$M_r(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 2A_r(\text{Cl}) + 7A_r(\text{O}) = 2 \cdot 35,5 + 7 \cdot 16 = 183.$$

Потім обчислимо масові частки хімічних елементів — Хлору та Оксигену:

$$w(\text{Cl}) = \frac{2A_r(\text{Cl})}{M_r(\text{Cl}_2\text{O}_7)} = \frac{2 \cdot 35,5}{183} = 0,388, \text{ або } 38,8 \%;$$

$$w(\text{O}) = \frac{7A_r(\text{O})}{M_r(\text{Cl}_2\text{O}_7)} = \frac{7 \cdot 16}{183} = 0,612, \text{ або } 61,2 \%.$$

Зверніть увагу: сума масових часток Хлору й Оксигену складає 1, або 100 %.

Відповідь: $w(\text{Cl}) = 38,8 \%$; $w(\text{O}) = 61,2 \%$.

Приклад 2. Масова частка Нітрогену в його оксиді дорівнює 36,84 %, а відносна молекулярна маса — 76. Якою може бути хімічна формула цієї сполуки: N_2O , NO , N_2O_3 чи N_2O_5 ?

Дано:

$$w(\text{N}) = 36,84 \%$$

Формула оксиду

Нітрогену — ?

Розв'язання

Позначимо формулу невідомого оксиду як N_xO_y і на підставі цього визначимо індекси x і y з урахуванням того, що $A_r(\text{N}) = 14$, $A_r(\text{O}) = 16$.

$$w(\text{N}) = \frac{x A_r(\text{N})}{M_r(\text{N}_x\text{O}_y)} \cdot 100 \%.$$

Звідси

$$x = \frac{w(\text{N}) \cdot M_r(\text{N}_x\text{O}_y)}{A_r(\text{N}) \cdot 100 \%} = \frac{36,84 \% \cdot 76}{14 \cdot 100 \%} = 2.$$

Обчислимо $w(\text{O})$:

$$w(\text{O}) = 100 \% - w(\text{N}) = 100 \% - 36,84 \% = 63,16 \%.$$

Тоді

$$y = \frac{w(\text{O}) \cdot M_r(\text{N}_x\text{O}_y)}{A_r(\text{O}) \cdot 100 \%} = \frac{63,16 \% \cdot 76}{16 \cdot 100 \%} = 3.$$

Отже, формула оксиду Нітрогену — N_2O_3 .

Обчислення масової частки й маси розчиненої речовини в розчині.

Масовою часткою розчиненої речовини (w) називають відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})}$$

Масову частку ще виражають у відсотках:

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%, \text{ або}$$

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{речовини в розчині})}{m(\text{загальна маса розчину})} \cdot 100\%,$$

де $m(\text{розчину}) = m(\text{речовини}) + m(\text{розчинника})$.

Якщо замість маси розчину $m(\text{р-ну})$ наведено значення його об'єму $V(\text{р-ну})$ та густини $\rho(\text{р-ну})$, то використовують іншу формулу:

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{V(\text{р-ну}) \rho(\text{р-ну})} \cdot 100\%.$$

Таким чином, уміст розчиненої речовини в розчині виражають у частках одиниці або у відсотках.

Приклади розв'язування задач



Приклад 3. У 180 г води розчинили 60 г цукру. Яка масова частка (%) розчиненого цукру в розчині?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ г}$$

$$m(\text{цукру}) = 60 \text{ г}$$

$$w(\text{цукру}) = ?$$

Розв'язання

Обчислимо масу розчину:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ну}) &= m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{цукру}) = \\ &= 180 + 60 = 240 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

Визначимо масову частку цукру в розчині:

$$w(\text{цукру}) = \frac{m(\text{цукру})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\% = \frac{60}{240} \cdot 100\% = 25\%.$$

Відповідь: $w(\text{цукру}) = 25\%$.

Приклад 4. Яку масу натрій хлориду та води потрібно взяти для приготування 460 г розчину з масовою часткою NaCl 15 %?

Дано:

$$m(\text{р-ну}) = 460 \text{ г}$$

$$w(\text{р-ну}) = 15\%$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язання

Обчислимо масу солі за формулою

$$m(\text{NaCl}) = m(\text{р-ну}) \cdot w(\text{NaCl}),$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{460 \cdot 15\%}{100\%} = 69 \text{ (г)}.$$

Визначимо масу води:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ну}) - m(\text{солі}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 460 - 69 = 391 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(\text{NaCl}) = 69 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 391 \text{ г}$.

Приклад 5. Якою є масова частка (%) натрій гідроксиду у випареному розчині, якщо 300 г його розчину з масовою часткою NaOH 5 % випарили до 200 г?

Дано:

$$m_1(\text{р-ну}) = 300 \text{ г}$$

$$w_1(\text{NaOH}) = 5 \%$$

$$m_2(\text{р-ну}) = 200 \text{ г}$$

$$w_2(\text{NaOH}) = ?$$

Розв'язання

Визначимо масу натрій гідроксиду в початковому розчині:

$$m_1(\text{NaOH}) = m(\text{р-ну}) \cdot w(\text{NaOH}),$$

$$m_1(\text{NaOH}) = \frac{300 \cdot 5}{100} = 15 \text{ (г)}.$$

Обчислимо масову частку натрій гідроксиду у випареному розчині:

$$w_2(\text{NaOH}) = \frac{m_1(\text{NaOH})}{m_2(\text{р-ну})} \cdot 100 \%;$$

$$w_2(\text{NaOH}) = \frac{15 \text{ г}}{200 \text{ г}} \cdot 100 \% = 7,5 \%.$$

Відповідь: $w_2(\text{NaOH}) = 7,5 \%$.

Запитання та тестові завдання



1. За якою формулою обчислюють масову частку елемента в його сполуці? У яких одиницях виміру її виражають?
2. Чому дорівнює сума масових часток усіх елементів у сполуці?
3. Масова частка Мангану має найбільше значення в сполуці: а) MnO_2 ; б) Mn_2O_3 ; в) Mn_3O_4 ; г) Mn_2O_7 .
4. Масова частка Хлору має найбільше значення в сполуці: а) HClO ; б) HClO_2 ; в) HClO_3 ; г) HClO_4 .
5. Масова частка Нітрогену в певному оксиді дорівнює 30,43 %. Його назва: а) нітроген(III) оксид; б) нітроген(I) оксид; в) нітроген(IV) оксид; г) нітроген(V) оксид.
6. Масова частка Сульфуру в алюміній сульфаті дорівнює: а) 29,16 %; б) 28,07 %; в) 27,91 %; г) 30,52 %.
7. Масова частка Оксигену в оксиді чотиривалентного елемента дорівнює 65,2 %. Назва цього елемента: а) Силіцій; б) Станум; в) Германій; г) Титан.

- °8. Яке поняття використовують для точнішої кількісної оцінки розчинів?
9. За якими формулами визначають масову частку розчиненої речовини? У яких одиницях, якщо відомо маси розчину й розчиненої речовини, її виражають?
10. За якою формулою визначають масову частку розчиненої речовини, якщо відомо об'єм розчину, його густину та масу розчиненої речовини?
11. Визначте масову частку (%) алюміній хлориду AlCl_3 у розчині, одержаному змішуванням 200 г розчину AlCl_3 з масовою часткою 8 % і 100 г розчину AlCl_3 з масовою часткою 12 %.
12. Які маси кальцій нітрату $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ і води потрібно взяти, щоб одержати 2 кг розчину з масовою часткою 10 %?
13. До 300 г води прилили 300 г розчину з масовою часткою нітратної кислоти 30 %. Якою стала масова частка нітратної кислоти в отриманому розчині?
14. Які маси солі та води потрібно взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою 25 %?
15. Яка масова частка (%) солі у випареному розчині, якщо 1800 г розчину солі з масовою часткою 30 % випарили до 1200 г?

§ 6. Поняття про оксиди, кислоти, основи, індикатори

У цьому параграфі ви повторите:

- як на підставі хімічного складу та хімічних властивостей певних речовин можна розпізнавати оксиди, кислоти, основи — представників основних класів неорганічних речовин.

Серед складних речовин виділяють такі найважливіші класи: оксиди, кислоти, основи. Із солями — четвертим класом неорганічних сполук ви ознайомитеся пізніше.

Майже кожний елемент, який приєднує Оксиген, утворює бінарну сполуку *оксид*. Їх можуть утворювати як металічні, так і неметалічні елементи.

Особливий інтерес до оксидів зумовлений не тільки їхньою поширеністю. Важливою хімічною властивістю є спроможність оксидів взаємодіяти з багатьма простими та складними речовинами. Найбільш розповсюдженою бінарною сполукою є вода, або гідроген оксид H_2O .

Чи є серед оксидів такі, що взаємодіють з водою? Відповідь на це запитання можна дати за допомогою досліду.

Наллємо у два хімічні стакани води, в один з яких покладемо, перемішуючи, невеличку порцію оксиду металічного елемента Кальцію CaO , а через воду в другому пропустимо газуватий оксид неметалічного елемента Карбону CO_2 (рис. 4, а). За деякий час в обох стаканах спостерігаємо прозору рідину (рис. 4, б), а на дні першого стакана — осад CaO , який погано розчиняється у воді. Чи відбулося при цьому хімічне явище? Інакше кажучи, чи утворилися при цьому нові сполуки?

Скористаємося спеціальною речовиною-індикатором (від латинського *indicator*, що означає «покажчик») — лакмусом. Додамо по краплині розчин лакмусу (фіолетового забарвлення) до кожного зі стаканів.

Забарвлення розчину в першому стакані змінилося на синє, у другому — на червоне (рис. 4, в).

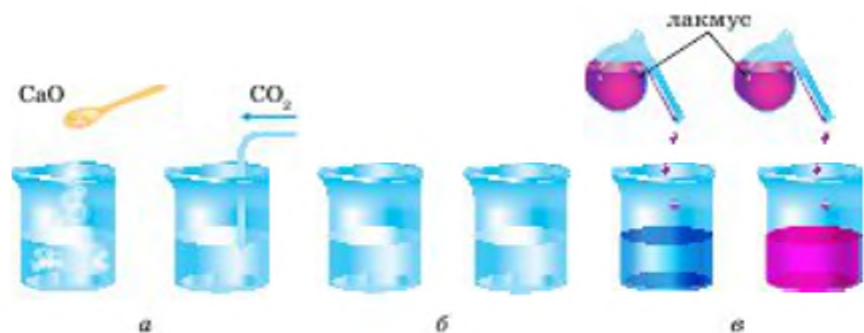


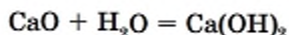
Рис. 4. Взаємодія оксидів металічного та неметалічного елементів з водою

Отже, хімічне перетворення відбулося — під час взаємодії оксидів із водою в стаканах утворилися нові сполуки.

Різниця в забарвленні розчинів у стаканах дає можливість припустити, що властивості сполук, які в них містяться, різні.

Яким є склад сполуки, що утворилася внаслідок взаємодії оксиду металічного елемента CaO з водою?

Складемо рівняння відповідної реакції:

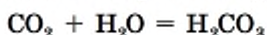


Речовина Ca(OH)_2 , яка утворилася в першому стакані, крім атомів Кальцію, містить атоми Оксигену та Гідрогену, що

міцно сполучені між собою. Ці атоми утворюють групу OH, яка в хімічних перетвореннях поводить себе як єдине ціле. Її називають *гідроксильною групою*. Визначимо умовну валентність цієї групи. Валентність атома Кальцію дорівнює II, отже, валентність групи OH дорівнює I.

Саме наявність OH-групи в розчині й зумовлює його синє забарвлення, якщо додати до нього лакмусу. Речовини, подібні за складом до $\text{Ca}(\text{OH})_2$, називають *основами*. Відповідно оксид металічного елемента CaO отримав назву *основного*.

Яка ж сполука утворилася внаслідок взаємодії оксиду неметалічного елемента CO_2 з водою? Звернемося до рівняння реакції:



Речовина H_2CO_3 містить атоми Гідрогену та інші атоми, що міцно сполучені між собою та утворюють групу CO_3 . Її валентність визначають за числом атомів Гідрогену в сполуці: $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{CO}}_3$. Сполуку H_2CO_3 називають *кислотою*, а оксид неметалічного елемента CO_2 — *кислотним оксидом*. Наявність у розчині кислоти і є причиною його червоного забарвлення в разі додавання лакмусу.

Лабораторний дослід 1. Розпізнавання кислот і лугів

З розчинами кислот і лугів слід поводитись обережно!

Видано штатив із трьома пробірками без етикеток, які наполовину наповнені невідомими речовинами. В одній з них міститься розчин луку NaOH, у другій — розчин кислоти HCl, у третій — розчин солі NaCl. Визначте, у якій із пробірок міститься кожна з указаних речовин. За допомогою якого реактива це можна зробити? Простіше за все скористатися якимось кислотно-основним індикатором.

Візьміть розчин лакмусу. Якого він кольору? Прилийте по три краплі до вмісту кожної з пробірок. Що спостерігаєте? Чи змінилося забарвлення розчинів? Які висновки щодо природи розчинів можна зробити? Запишіть спостереження та висновки в зошит.

Речовини, які мають подібний склад і схожі властивості, поєднують у класи сполук. Так, оксиди містять атоми Оксигену, сполучені з атомами металічного або неметалічного елемента. Речовини — представники класу основ містять групи атомів OH, сполучені з атомом металічного елемента. Сполуки класу кислот містять атоми Гідрогену, які можуть бути сполучені з атомом неметалічного елемента або групою атомів, що складається, як правило, з атомів неметалічних елементів.

■ Запитання та завдання



1. Які основні класи неорганічних сполук ви знаєте?
2. Які сполуки називають оксидами? Наведіть приклади.
3. Яка група атомів входить до складу основ? Наведіть приклади основ.
4. Які речовини називають кислотами? Наведіть приклади.
5. Складіть рівняння реакцій між киснем та кальцієм, натрій оксидом і водою.
6. Сульфур(VI) оксид масою 16 г прореагував з водою. Яка речовина утворилася та якої маси? Яка маса води прореагувала?
7. Під час взаємодії натрій оксиду масою 6,2 г з водою утворилася одна речовина. Визначте масу продукту реакції.

■ Тестові завдання

Надайте відповіді на завдання, наведені у вигляді тестів, щоб самостійно перевірити якість повторення матеріалу.

1. Хімія вивчає
 - А властивості речовин
 - Б властивості речовин та їхніх сумішей
 - В властивості речовин та їхні перетворення
 - Г механізми хімічних реакцій
2. Найдрібнішою хімічно неподільною частинкою речовини є
 - А молекула
 - Б йон
 - В атом
 - Г хімічний елемент
3. Виберіть хибне твердження. До хімічних властивостей речовин відносять
 - А електропровідність
 - Б змінення кольору під час нагрівання
 - В горіння
 - Г дію на індикатори
4. Виберіть хибне твердження. До фізичних властивостей речовин відносять
 - А агрегатний стан
 - Б термічне розкладання
 - В плавлення
 - Г електропровідність

5. Про хімічний елемент можна сказати, що
 А у ході хімічних реакцій елементи не зберігаються
 Б формою існування елемента є тільки проста речовина
 В формою існування елемента є тільки складна речовина
 Г формою існування елемента є як проста, так і складна речовина
6. Серед перелічених властивостей нехарактерною для хімічного елемента є
 А абсолютна атомна маса
 Б агрегатний стан за звичайних умов
 В хімічна активність
 Г валентність
7. На підставі хімічної формули складної речовини неможливо визначити
 А кількісний елементний склад
 Б якісний елементний склад
 В хімічну будову речовини
 Г валентність елементів
8. Масові співвідношення елементів у нітратній кислоті HNO_3 дорівнює
 А 2 : 14 : 64
 Б 1 : 14 : 48
 В 1 : 28 : 60
 Г 2 : 7 : 48
9. Скільки хімічних елементів з наведеного переліку: Силіцій, Калій, Хлор, Магній, Сульфур, Ферум, Нітроген, Карбон — мають постійну валентність у сполуках?
 А 5
 Б 9
 В 2
 Г 6
10. Нітроген має валентність III у всіх сполуках ряду
 А $\text{NO}_2\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$, $\text{NO}\overset{\text{I}}{\text{F}}$, $\text{N}_2\overset{\text{I}}{\text{H}_4}$
 Б NH_3 , $\text{Li}_3\overset{\text{I}}{\text{N}}$, $\text{N}_2\overset{\text{I}}{\text{O}_3}$
 В NF_3 , NO , $\text{N}_2\overset{\text{I}}{\text{O}_5}$
 Г $\text{N}_2\overset{\text{I}}{\text{O}}$, $\text{N}_2\overset{\text{I}}{\text{O}_4}$, NO_2
11. Масова частка Хлору має найбільше значення в сполуці
 А Cl_2O
 Б ClO_2
 В Cl_2O_7
 Г ClO_3

12. Масова частка Натрію в сполуці Na_2E дорівнює 36,8 %, тому другим елементом є
- А Сульфур
 - Б Телур
 - В Оксиген
 - Г Селен
13. Масова частка Нітрогену найменша в сполуці
- А $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
 - Б $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
 - В HNO_3
 - Г NaNO_2
14. Оксид металічного елемента(II) містить 40 % Оксигену за масою. Цим металічним елементом є
- А Цинк
 - Б Манган
 - В Ферум
 - Г Кальцій
15. Найпростішою формулою речовини, у якій масові частки Нітрогену та Гідрогену дорівнюють відповідно 87,5 % і 12,5 %, є
- А NH
 - Б NH_2
 - В NH_3
 - Г NH_4
16. Найпростішою формулою речовини, у якій масові частки Карбону та Гідрогену дорівнюють відповідно 75 % і 25 %, є
- А CH_4
 - Б CH_3
 - В CH_2
 - Г CH
17. Про закон збереження маси речовин можна сказати:
- А маса речовини зберігається, оскільки атоми не руйнуються
 - Б із графіту масою 4 г можна одержати 4 г алмазів
 - В маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися
 - Г маса речовини залишається сталою
- Яке судження відповідає формулюванню цього закону?

18. У результаті випарювання 400 г розчину солі з масовою часткою 20 % зменшення його маси становило
- А 120 г
 Б 380 г
 В 80 г
 Г 320 г
19. У результаті розчинення порції цукру масою 20 г у воді об'ємом 30 см³ отримали розчин із масовою часткою цукру
- А 50 %
 Б 40 %
 В 30 %
 Г 20 %
20. Масова частка розчиненої речовини в розчині w (р-ни), маса розчиненої речовини та маса розчину зв'язані між собою формулою
- А $w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%$
 Б $m(\text{р-ни}) = m(\text{р-ну}) \cdot w(\text{р-ни})$
 В $m(\text{р-ни}) = \frac{w(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})}$
 Г $m(\text{р-ну}) = m(\text{р-ни}) \cdot w(\text{р-ни})$

Найважливіше в розділі 1

- Хімія — це наука про склад, будову та властивості речовин і взаємні перетворення.
- Матеріальний світ складається з атомів. Атом — це хімічно неподільна частинка речовини. Атоми з однаковим зарядом ядра називають хімічним елементом. Прості речовини складаються з атомів одного виду, а складні — з атомів декількох видів.
- Молекула — найменша частинка речовини, яка має її хімічні властивості та складається з атомів, сполучених між собою хімічними зв'язками.
- Відносні маси атомів (A_r) і молекул (M_r) показують, у скільки разів маса даної частинки більша за $1/12$ маси атома Карбону з атомною масою 12. Відносна молекулярна або формульна маса сполуки дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що її утворюють, узятих з урахуванням числа атомів кожного з них.

- Якісний і кількісний склад речовини записують у вигляді хімічної формули, до якої входять символи хімічних елементів та індекси, що вказують на число атомів кожного елемента.
- Масова частка (w) хімічного елемента (E) в речовині (X) показує, яка частина відносної молекулярної маси припадає на даний елемент:

$$w(E) = \frac{n A_r(E)}{M_r(X)} \cdot 100\%,$$

де n — індекс елемента в речовині.

Сума масових часток усіх хімічних елементів у сполучі дорівнює 1 (100 %).

- Масову частку розчиненої речовини в розчині визначають за формулою

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100\%$$

або

$$w(\text{р-ни}) = \frac{m(\text{р-ни})}{V(\text{р-ну}) \rho(\text{р-ну})} \cdot 100\%,$$

якщо замість маси розчину $m(\text{р-ну})$ наведено значення його об'єму $V(\text{р-ну})$ та густини $\rho(\text{р-ну})$.

- Зміни, що відбуваються з речовинами та тілами, називають явищами. У разі фізичних явищ змінюється тільки форма тіла або агрегатний стан речовини, а склад речовини залишається незмінним. Хімічні явища, або хімічні реакції, супроводжуються перетворенням одних речовин на інші, які мають нові властивості.
- Про перебіг реакцій можна дізнатися за такими явищами, як виділення або поглинання енергії, зміна забарвлення, утворення осаду, виділення газу, поява запаху. Речовини реагують між собою в певному масовому співвідношенні.
- У результаті хімічної реакції загальна маса речовин залишається незмінною (закон збереження маси речовин); умовно хімічні реакції записують у вигляді хімічних рівнянь.
- За хімічним складом і хімічними властивостями виділяють чотири найважливіших класи складних речовин: оксиди, гідроксиди, кислоти, солі. Для розпізнавання кислот і лугів (розчинних гідроксидів) застосовують речовини-індикатори.

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. БУДОВА АТОМА

§ 7. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів. Поняття про лужні та інертні елементи й галогени

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- на чому базувалися перші спроби класифікації хімічних елементів;
- які елементи входять до складу природних груп лужних металів, інертних газів та галогенів.

До середини XIX ст. було відкрито вже понад 60 хімічних елементів і досліджено фізичні й хімічні властивості більшості з них. Деякі з відкритих елементів ще не вдалося на той час виділити в чистому вигляді.

Відкриття нових елементів, дослідження їхніх властивостей, а також властивостей їхніх сполук, з одного боку, дали можливість накопичити досить значний фактичний матеріал, а з другого — виявили необхідність його систематизації.

Іншими словами, потрібно було знайти взаємозв'язок між хімічними елементами та їхніми сполуками з точки зору як якісного, так і кількісного складу.

Першу спробу систематизації або, як її тепер називають, класифікації елементів зробив А. Лавуазьє. Пізніше Й. Я. Берцеліус узяв за основу їхні загальні групові властивості. Так, було виявлено, що найчіткіше основний характер виражений у сполуках, утворених лужними елементами, а спроможність до виявлення кислотних властивостей — у сполуках хімічних елементів, названих галогенами. Таким чином виник розподіл елементів на металічні і неметалічні, який базувався на основі їхніх якісних характеристик — хімічних і фізичних властивостей.

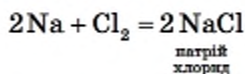
Серед металічних елементів Калій, наприклад, за своїми властивостями подібний до Натрію. Прості речовини, які утворені цими елементами, — метали. Вони мають металевий блиск,

дуже м'які (їх можна різати навіть ножем), пластичні, тобто легко деформуються.

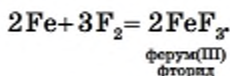
Ці метали добре проводять електричний струм і теплоту, легко плавляться. Порівняно з іншими металами вони відрізняються високою хімічною активністю. Так, якщо розрізати шматок натрію, то на зрізі ми побачимо яскравий металевий блиск. Але миттєво поверхня металу тьмяніє: утворюються продукти реакції окиснення в результаті взаємодії натрію з киснем повітря. Через це натрій зберігають під шаром гасу. Ці метали енергійно реагують і з іншими неметалами — хлором, сіркою, а також з водою та кислотами (часто з вибухом).

Сполуки Калію та Натрію також належать до одного класу, мають аналогічний склад і подібні властивості. Елементи Калій і Натрій у сполуках виявляють валентність I. Їхні оксиди K_2O і Na_2O виявляють сильні основні властивості. Під час взаємодії з водою вони утворюють луги — калій гідроксид KOH і натрій гідроксид $NaOH$. Літій Li , Рубідій Rb і Цезій Cs за своїми властивостями подібні до Натрію та Калію. Ці металічні елементи назвали *лужними* (згодом до цієї групи включили Францій Fr).

Серед неметалічних також є групи елементів, подібних за властивостями: Хлор Cl , Бром Br , Йод I (дещо пізніше до цієї групи включили Флуор F). Прості речовини, утворені цими елементами, є типовими неметалами. За звичайних умов фтор F_2 і хлор Cl_2 перебувають у газуватому стані, бром Br_2 — у рідкому, йод I_2 — у вигляді кристалічної речовини, що легко переходить у газуватий стан. Вони взаємодіють із металами з утворенням солей. Наприклад, хлор унаслідок взаємодії з металами утворює солі хлоридної кислоти HCl — хлориди:



У реакціях фтору з металами утворюються солі фторидної (плавикової) кислоти HF :



Подібно до хлору й фтору реагують бром і йод з утворенням солей: $NaBr$, NaI , $MgBr_2$, MgI_2 тощо.

Ці елементи та утворені ними прості речовини називають *галогенами* (у перекладі з грецької «ті, що народжують солі»). Молекули галогенів складаються з двох атомів. Галогенам притаманна найбільша хімічна активність серед неметалів. Вони легко взаємодіють як із металами, так і з лугами, але не

реагують із кислотами. Винятком із цього правила є йод, який спроможний окиснюватися нітратною кислотою.

У сполуках з металічними елементами галогени виявляють валентність I, а в сполуках з Оксигеном (їх отримують непрямим шляхом) — змінну валентність від I до VII (крім Флуору). Оксид, у якому хімічний елемент виявляє найвищу валентність, називають *вищим*. Наприклад, вищий оксид Хлору має склад Cl_2O_7 .

Сполуки галогенів з Гідрогеном також подібні за складом (HF , HCl , HBr , HI , атом галогену в них виявляє валентність I) і властивостями: їхні водні розчини є кислотами.

До групи *інертних елементів* належать: Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe і Радон Rn. Гази, утворені цими елементами, називають *благородними*. За кімнатної температури вони безбарвні, малорозчинні у воді. Ці гази в невеликій кількості наявні в повітрі.

Довгий час уважали, що благородні гази зовсім не вступають у хімічні реакції. Про це свідчить і їхня загальна назва, яка походить від латинського слова *inertia*, що означає «бездіяльність». Однак за останні 40 років ученим удалося отримати сполуки трьох важких газів — Криптону, Ксенону й Радону з іншими елементами. Слід зазначити, що всі ці сполуки нестійкі й не витримують сильного нагрівання.

Як бачимо, і самі елементи, і їхні сполуки, і прості речовини (лужні метали й галогени, а також благородні газы) різко відрізняються за своїми властивостями. Щоби пояснити причини відмінностей у властивостях різних елементів та їхніх сполук, учені почали пов'язувати якісні характеристики з кількісними. Насамперед розглядали відносну атомну масу елементів та їхню валентність, яка характеризує спроможність елемента утворювати різні за складом сполуки.

■ Для допитливих

Із хімічною інертністю благородних газів пов'язано їхнє застосування у техніці. Аргоном наповнюють електричні лампи розжарювання. У центрі скляного балона розміщена спіраль з вольфраму, яка розжарюється до високих температур під час проходження по ній електричного струму й випромінює світло. Якщо до балона потрапить повітря, вольфрам миттєво вступить у реакцію з киснем і спіраль згорить. Аби запобігти цьому, лампу наповнюють інертним газом аргоном, який не реагує з вольфрамом ні за яких умов.





- °1. З наведеного переліку хімічних елементів виписіть окремо ті, що відповідають: а) лужним елементам; б) галогенам; в) інертним газам.
H, Cl, Rb, Na, Br, Al, Xe, Cl, Li,
Ne, Ba, K, Be, Sr, F, Fe, He, Ag.
- °2. Складіть рівняння реакцій галогенів: а) з барієм; б) цинком; в) алюмінієм; г) силіцієм. Дайте назви утвореним сполукам.
- °3. Кальцій Ca, Стронцій Sr і Барій Ba мають властивості, подібні до властивостей лужних елементів, однак у сполуках виявляють валентність II. Їх називають *лужноземельними елементами*, оскільки їхні оксиди раніше називали землями. Який склад та які хімічні властивості їхніх оксидів і гідроксидів?
4. Який взаємозв'язок між хімічними елементами та їхніми сполуками намагалися знайти вчені для систематизації елементів?
5. Які характеристики елементів учені почали пов'язувати між собою, щоби пояснити причини відмінностей у властивостях різних елементів та їхніх сполук?
- *6. У якому з оксидів лужних елементів масова частка Оксигену найбільша? Відносні атомні маси лужних елементів наведено в періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Спробуйте дати відповідь, не виконуючи обчислення.

§ 8. Періодичний закон. Створення періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чи взаємозв'язані всі елементи;
- якому закону підпорядковуються властивості елементів;
- що поклав в основу класифікації хімічних елементів Д. І. Менделєєв.

Д. І. Менделєєв, як і його попередники, виходив із переконання, що в основу класифікації має бути покладена фундаментальна кількісна характеристика елемента — атомна маса, від якої, на його думку, залежать усі інші властивості. Але

встановити залежність властивостей хімічних елементів від атомної маси було дуже важко з таких причин:

- далеко не всі хімічні елементи були відомі до середини XIX ст. (усього 63 елементи);
- атомні маси деяких елементів було встановлено неточно, і тому їхнє зіставлення призводило до непорозуміння щодо визначення кількісної характеристики, яку можна було б використати для класифікації відомих на той час елементів.

На відміну від інших учених, Д. І. Менделєєв розмістив усі відомі на той час елементи в один ряд за зростанням їхніх атомних мас і почав порівнювати їх за подібними властивостями (табл. 3).

Унаслідок такого розподілу елементів Д. І. Менделєєв помітив, що з переходом від Літію Li до Флуору F відбувається закономірне послаблення металічних властивостей і підсилення

Послідовність
розташованих за зростанням

Елемент	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F
Відносна атомна маса	1	4	7	9	11	12	14	16	19
Порядковий номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Вища валентність	I		I	II	III	IV	IV	II	I
Характер властивостей простої речовини	H	H	M	M	H	H	H	H	H
Характер властивостей вищого оксиду			O	A	K	K	K		
Природні групи елементів		інертний елемент	лужний елемент						галоген

Позначення: М — метал, Н — неметал,

* Амфотерними називають оксиди, які взаємодіють з кислотами як

неметалічних. Водночас зростає валентність елемента в його сполуках.

Перехід від Флуору F до наступного за значенням атомної маси елемента Натрію Na супроводжується стрибкоподібною зміною властивостей і валентності. Причому Натрій узагалі повторює властивості Літію, оскільки є типовим металічним елементом, хоча й активнішим. Наступний елемент Магній Mg у більшості властивостей подібний до Берилію Be (обидва двовалентні, виявляють металічні властивості, але хімічна активність обох виражена дещо слабкіше порівняно з парою Li—Na). Алюміній Al, що розташований за Магнієм, нагадує Бор B (валентність дорівнює III). Дуже схожі між собою Силіцій Si і Карбон C, Фосфор P і Нітроген N, Сульфур S і Оксиген O, Хлор Cl і Флуор F.

Перехід від Хлору до наступного (за збільшенням атомної маси) елемента Калію K знову супроводжується стрибком у зміні хімічних властивостей і валентності.

Таблиця 3

хімічних елементів,
відносно атомної маси

	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
	20	23	24	27	28	31	32	35,5	40	39	40
	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
		I	II	III	IV	V	VI	VII		I	II
	H	M	M	M	H	H	H	H	H	M	M
		O	O	A	K	K	K	K		O	O
	інертний елемент	лужний елемент						галоген	інертний елемент	лужний елемент	

O — основний оксид, A — амфотерний^{*}, K — кислотний основні, а з основами — як кислотні.

Отже, хімічні властивості природного ряду елементів (тобто елементів, розташованих у порядку зростання їхньої атомної маси) змінюються не монотонно, а періодично. Схожі в хімічному відношенні елементи з'являються в природному ряду через правильні інтервали, названі Д. І. Менделєєвим *періодами*.

Періодичність зміни властивостей елементів була відома й до Менделєєва. Геніальність ученого полягає в тому, що він першим побачив у цій періодичності фундаментальний закон природи. Д. І. Менделєєв назвав його законом періодичності (тепер називають *періодичним законом*) і сформулював у такий спосіб:

властивості простих тіл, а також форми й властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомної ваги елементів.

У той час замість слова «речовина» говорили «тіло», а атомну масу називали атомною вагою.

Датою відкриття періодичного закону вважають 1 березня 1869 року.

Відкритий закон Д. І. Менделєєв поклав в основу створеної ним періодичної системи (таблиці) хімічних елементів. У цій таблиці на той час нараховувалося 63 відомих елементи, які були розташовані за зростанням їхніх атомних мас. Таке розміщення відбивало також періодичність зміни властивостей елементів.

Д. І. Менделєєв залишив у таблиці порожні місця для чотирьох ще не відкритих елементів з атомними масами 45, 70, 73 і 98: він передбачив їхнє існування.

Періодичний закон і періодична система відіграли вирішальну роль під час перевірки та уточнення властивостей багатьох елементів. Але дійсний триумф періодичної системи був пов'язаний з відкриттям передбачених Д. І. Менделєєвим елементів. Так, у 1875 р. було відкрито елемент Галій, а в 1886 р. — Германій. Властивості цих елементів повністю збіглися з тими, що прогнозував Д. І. Менделєєв на основі відкритого ним періодичного закону.

Li	Be	B
Na	Mg	Al
K	Ca	Sc

Згідно із цим законом властивості будь-якого хімічного елемента (наприклад, Mg) перебувають у закономірному зв'язку з властивостями сусідніх елементів, що розташовані поряд з ним по горизонталі (Na, Al), по вертикалі (Be, Ca) і по діагоналі (Li, Sc і K, B).

Відкриття Д. І. Менделєєва стало лише початком створення періодичної системи хімічних елементів. Головним у цьому

було те, що вчений установив принцип, відповідно до якого фізичні і хімічні властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук є періодичною функцією атомної маси всіх елементів.

У результаті відкриття періодичного закону було встановлено, що всі елементи підпорядковуються єдиному закону та становлять єдину систему, яку по праву пізніше було названо на честь ученого періодичною системою хімічних елементів Д. І. Менделєєва.



Д. І. Менделєєв
(1834–1907)

Видатний російський учений Дмитро Іванович Менделєєв відкрив у 1869 році один із фундаментальних законів природи — періодичний закон хімічних елементів. Видав у двох частинах «Основи хімії» (1869–1871) — перший класичний посібник, у якому курс хімії викладено на основі періодичного закону. Розвинув ідеї періодичності, запровадив поняття про місце елемента в періодичній системі як сукупність його властивостей порівняно з властивостями інших елементів.

На честь ученого названо елемент № 101 — Менделєвій.

■ Запитання та завдання

1. Наведіть приклади, які підтверджують, що хімічні елементи можна розподіляти по групах.
2. Сформулюйте періодичний закон. Які труднощі доводилося долати Д. І. Менделєєву під час обґрунтування цього закону? Яку кількісну характеристику елемента Д. І. Менделєєв уважав основою для класифікації відомих на той час елементів?
3. Чому Д. І. Менделєєв дав назву відкритому ним закону «періодичний»? Відповідь обґрунтуйте, аналізуючи властивості хімічних елементів.
4. Яку дату вважають датою відкриття періодичного закону? Скільки порожніх місць залишив Д. І. Менделєєв у періодичній системі для ще не відкритих елементів, існування яких він передбачив?
- *5. Яке правило допомогло Д. І. Менделєєву передбачити властивості ще не відкритих елементів?
- *6. Періодичною функцією якої величини, на думку Д. І. Менделєєва, є зміна фізичних і хімічних властивостей простих речовин, а також форм та властивостей сполук?



§ 9. Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які варіанти періодичної системи є найбільш розповсюдженими;
- яке число елементів відкрито на теперішній час;
- які характеристики кожного елемента наведено в періодичній системі;
- за якою ознакою елементи в періодичній системі поділяють на періоди та групи;
- які періоди називають малими, а які — великими;
- чому групи в короткій формі періодичної системи поділяють на головні і побічні.

Після відкриття періодичного закону Д. І. Менделєєв розпочав створення періодичної системи елементів, над удосконаленням якої працював усе своє подальше життя.

На сьогодні відомо кілька сотень варіантів періодичної системи: у вигляді таблиць, геометричних фігур, аналітичних кривих тощо. Але найбільшого розповсюдження набули такі:

- коротка форма, або 8-кліткова, у створенні якої брав участь ще сам Д. І. Менделєєв;
- довга форма, або 18-кліткова.

Усі сучасні форми періодичної системи містять 118 відкритих на теперішній час хімічних елементів. Кожний із них позначений тільки йому притаманним хімічним знаком і посідає певне місце — клітинку в таблиці відповідно до свого атомного, або порядкового, номера (Z). Тут наведено й такі його характеристики, як назва елемента та середня відносна атомна маса (A_r).

У таблиці короткої форми всі 112 елементів розбито на періоди (їх сім) і групи (їх вісім).

Період — це горизонтальний ряд елементів, розташованих у порядку зростання їхніх атомних номерів. Він починається лужним елементом і закінчується інертним елементом.

Винятком є перший період, який починається неметалічним елементом — Гідрогеном, і сьомий період — незакінчений.

Періоди поділяють на малі і великі.

Малі періоди — це 1, 2 і 3-й, які складаються лише з одного горизонтального ряду. У першому періоді містяться тільки два елементи (Гідроген і Гелій), у другому та третьому — по вісім елементів. За пропозицією Д. І. Менделєєва, їх назвали *типовими*.

Великі періоди — це 4, 5, 6 і 7-й, із них 4, 5 і 6-й складаються з двох горизонтальних рядів. При цьому верхній ряд є парним, а нижній — непарним. Четвертий і п'ятий періоди містять по 18 елементів, шостий — 32. Сьомий період, хоча він і складається з одного ряду, відносять до великих, у розрахунок на те, що його буде поповнено новими — відкритими

або синтезованими елементами. Усього в періодичній системі налічують десять рядів.

У шостому періоді після елемента Лантану La (атомний номер 57) розташовані 14 елементів з атомними номерами 58–71, об'єднані загальною назвою «лантаноїди», тобто подібні за хімічними властивостями до Лантану. У сьомому періоді після Активію Ac (атомний номер 89) розташовані 14 елементів, атомні номери яких 90–103. Їх об'єднано загальною назвою «актиноїди», тобто подібні за хімічними властивостями до Активію. Через це для лантаноїдів і актиноїдів у шостому й сьомому періодах виділено всього по одній клітинці, позначених відповідно символами La і Ac.

Хімічні символи лантаноїдів та актиноїдів, а також їхні атомні номери й відносні атомні маси поміщено в клітинках під періодичною системою елементів.

Група — це вертикальний стовпчик, який містить елементи з однаковою вищою валентністю, що дорівнює номеру групи.

Номер групи (римська цифра зверху таблиці) указує на максимально можливу валентність у сполуках, утворених елементами, які належать до даної групи. Так, атоми всіх елементів IV групи під час утворення певних сполук виявляють вищу валентність, що дорівнює IV.

Проте, наприклад, елемент I групи Купрум, замість вищої валентності I, може виявляти валентність II (CuO), а елемент VII групи Флуор завжди одновалентний. Елементи VIII групи Ферум, Кобальт, Нікол вищу валентність VIII у сполуках не виявляють: вони, як правило, дво- або тривалентні.

У періодичній системі вказано загальні формули вищих оксидів елементів кожної групи.

Групи складаються з двох підгруп: головної і побічної.

Головні підгрупи — це підгрупи, які містять елементи малих і великих періодів. Їх позначають буквою А.

У періодичній системі елементів короткої форми є вісім головних підгруп, тому що немає елементів, які виявляли б валентність, вищу за вісім.

До складу головних підгруп можуть входити:

- металічні елементи — головні підгрупи I, II і III груп (виняток — Бор);
- неметалічні елементи — головні підгрупи VI і VII груп;
- інертні елементи — головна підгрупа VIII групи.

Побічні підгрупи — це підгрупи, до складу яких входять елементи тільки великих періодів. Починаються вони в четвертому періоді. Їх позначають буквою Б.

Усі елементи побічних підгруп є металічними елементами. Як приклад поділу елементів на підгрупи можна розглянути II групу.

	Період	Ряд	Група елементів II		} Підгрупи
			головна	побічна	
Малі періоди	2	2	Be		} Підгрупи
	3	3	Mg		
	4	4	Ca		
5				Zn	
Великі періоди	5	6	Sr		
		7		Cd	
	6	8	Ba		
		9		Hg	
7	10	Ra			

Елементи кожної підгрупи мають дуже подібні хімічні властивості. Водночас властивості елементів головних і побічних підгруп достатньою мірою відрізняються. Наприклад, у VII групі є дві підгрупи: головна — галогенів і побічна — Мангану (рис. 5).

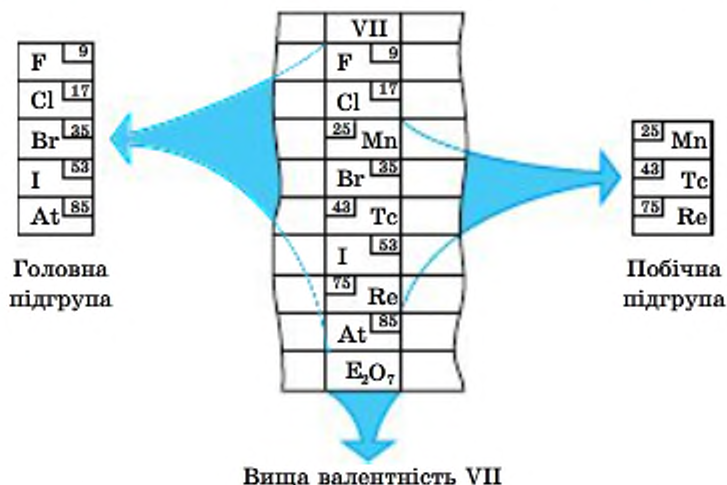


Рис. 5. Хімічні елементи VII групи періодичної системи

У головній підгрупі елементи — неметалічні, у побічній — металічні. Але за досить незначним винятком подібність елементів обох підгруп полягає в тому, що в сполуках вони спроможні виявляти *найвищу валентність, яка дорівнює номеру групи*. Тому їхні вищі оксиди (тобто ті, у яких елемент виявляє

вищу валентність) мають загальну формулу E_2O_7 (у періодичній таблиці їх позначають як R_2O_7). Виняток — Флуор: його валентність не перевищує I.

■ Запитання та завдання



1. Скільки варіантів періодичної системи хімічних елементів відомо на сьогодні? Які з них набули найбільшого застосування?
2. Скільки елементів відкрито на теперішній час?
3. Скільки періодів і груп у короткій формі періодичної системи?
4. Що таке період? Які періоди ви знаєте? Які періоди Д. І. Менделєєв назвав типовими?
5. Скільки елементів розташовано: а) у першому періоді? б) у малих періодах? в) у четвертому періоді?
6. Чим відрізняються довгі періоди періодичної системи від коротких?
7. У якій групі періодичної системи розташовані інертні елементи? Який із цих елементів у вигляді простої речовини має найбільшу хімічну стійкість?
8. Укажіть, яка максимальна валентність елементів V групи головної підгрупи та який склад їхніх оксидів та гідроксидів за максимальної валентності елемента.
9. Укажіть, який із наведених нижче елементів має хімічні властивості, які дозволяють говорити про його подібність до елемента Нітрогена:
а) Силіцій; б) Сульфур; в) Фосфор; г) Алюміній.
Поясніть чому.
10. Елемент утворює оксид EO_2 , у якому його валентність дорівнює номеру групи IV. З Гідрогеном цей елемент утворює летку сполуку з масовою часткою $w(H) = 12,5\%$. Що це за елемент?
11. Яка формула вищого оксиду елемента з порядковим номером 15? Якою є масова частка цього елемента в оксиді?
12. Масова частка Оксигену в оксиді, утвореному елементом VI групи періодичної системи, становить 50%. Назвіть цей оксид.
13. Які масові частки елементів у вищому оксиді Хлору Cl_2O_7 ?
14. В оксиді масова частка металічного елемента складає 46,7%. Який хімічний елемент утворив цей оксид, якщо він розташований у головній підгрупі I групи періодичної системи?

§ 10. Будова атома. Модель атома Е. Резерфорда. Фізичний зміст періодичного закону

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- з яких основних частинок складається атом;
- з яких основних частинок складається ядро атома;
- у чому полягає фізичний зміст періодичного закону;
- яка характеристика атома визначає періодичну повторюваність властивостей елементів і їхніх сполук.

Будова атома. До 70-х рр. XIX ст. атом уважали неподільною, тобто найменшою, або елементарною, частинкою речовини. Такі уявлення панували в науці довгий час. Але було неясно, чим атоми одного виду відрізняються від атомів іншого виду.

У XIX ст. за єдину кількісну характеристику атома брали його масу. Саме на цій підставі Д. І. Менделєєв побудував періодичну систему хімічних елементів. Однак він не зміг, користуючись тільки цими даними, пояснити причину періодичної повторюваності властивостей елементів. Було незрозуміло, чому атоми з близькою масою, наприклад Алюміній і Силіцій, дуже відрізняються за своїми властивостями, а атоми з різними масами, наприклад Літій і Натрій, мають подібні властивості. Це означало, що для характеристики спроможності атомів утворювати різні хімічні сполуки однієї кількісної величини — маси — недостатньо. Тому необхідно було вивчати внутрішню природу атомів.

Відкриття у фізиці на межі XIX–XX ст. показали, що атом має складну будову. До його складу входять електрони.

Електрон — це найлегша елементарна частинка атома. Електричний заряд електрона називають *елементарним* — він найменший з усіх зарядів і дорівнює -1 . Усі відомі позитивні та негативні заряди кратні заряду електрона, тому його абсолютну величину взято за одиницю виміру. Електрон позначають символом e . Маса спокою електрона ($9,1 \cdot 10^{-31}$ кг) у 1837 разів менша за масу найлегшого атома Гідрогену.

Резерфорд довів дослідями, що в центрі атома є надзвичайно мала щільна частинка, яка має позитивний заряд. Цю частинку назвали **ядром атома** (синонім — нуклід, від латинського *nucleos*, що означає «ядро»). У ньому зосереджена практично вся маса атома — 99,97 %.

Модель атома Е. Резерфорда. На підставі цього відкриття Резерфорд у 1911 р. створив планетарну модель атома, згідно з якою *атом складається з позитивно зарядженого ядра*

та негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього.

З електронейтральності вільних (незв'язаних у молекули) атомів випливає, що в них мають міститися однакові кількості позитивних і негативних одиниць електрики. Весь позитивний заряд зосереджено у ядрі атома. Він має компенсуватися відповідним числом негативно заряджених електронів, які групуються навколо ядра у вигляді так званих *електронних оболонок*, або *енергетичних рівнів*. Розмір ядра приблизно в 100 000 разів менший від розміру самого атома (рис. 6).

Сучасне формулювання періодичного закону. У 1913 р. англійський учений Г. Мозлі в дослідях із рентгєнівським випромінюванням визначив, що атоми одного й того самого елемента завжди мають однаковий заряд ядра, хоча маса їхніх атомів може бути різною. Це означає, що не маса, а саме *заряд ядра є основною фізичною характеристикою*, яка відрізняє атоми одного виду від атомів іншого. Завдяки цим дослідям стало також зрозумілим, що заряд ядра атома завжди чисельно дорівнює атомному (порядковому) номеру Z елемента в періодичній системі. Це дає можливість дати точніше визначення поняття «хімічний елемент».

Хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Через те що головною характеристикою хімічного елемента є не маса, а заряд ядра його атома, було змінено й формулювання періодичного закону, що мало відповідати новому фізичному змісту, пов'язаному з будовою атома.

Властивості хімічних елементів, а також утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів атомних ядер.

У цьому полягає фізичний зміст періодичного закону.

Ернест Резерфорд
(1871–1937)

Під час дослідження розпаду радіоактивних елементів Е. Резерфорд відкрив α - й β -випромінювання та створив першу теорію радіоактивності. За ці відкриття в 1908 р. йому було присуджено Нобелівську премію з хімії. Резерфорд також відкрив атомне ядро, запропонував планетарну модель атома й провів першу у світі штучну ядерну реакцію.

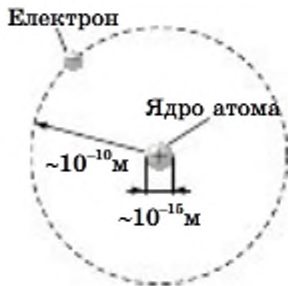


Рис. 6. Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів





1. Чому Д. І. Менделєєв не зміг пояснити причину періодичної повторюваності властивостей елементів?
2. Які відкриття у фізиці на межі XIX і XX ст. показали, що атом має складну будову?
3. Як позначають електрон? Який елементарний заряд електрона? Чи можна віднести електрон до елементарних частинок?
- °4. Які частинки входять до складу атома? Який вони мають заряд?
5. Які характеристики атома ви знаєте?
- °6. Дайте визначення поняття «хімічний елемент».
7. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону. Чим воно відрізняється від того, що ви вивчали раніше?

§ 11. Склад атомних ядер. Атомний номер елемента — заряд ядра його атома

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- із чого складається ядро атома;
- що таке масове (нуклонне) та протонне числа;
- яке число визначає порядковий номер елемента в періодичній системі.

На теперішній час у ядрі атома відкрито такі найважливіші елементарні частинки, як протони (позначають символом p) і нейтрони (позначають символом n). Вони є різними станами однієї частинки — нуклона.

Відомості про основні частинки, що входять до складу атома, наведено в таблиці 4.

Таблиця 4

Основні частинки, які утворюють атом

Частинка	Позначення	Автор відкриття	Заряд	Масове число	Маса	
					кг	а.о.м.
Електрон	e^-	Дж. Дж. Томсон, 1897	-1	0	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,00055
Протон	p	Е. Резерфорд, 1920	+1	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Нейтрон	n	Дж. Чедвік, 1932	0	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0087

Протон — стабільна елементарна частинка з позитивним електричним зарядом $+1$ в одиницях елементарного електричного заряду й масою, що дорівнює 1 а.о.м. (або $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг).

Існування протона передбачив і дав йому назву Е. Резерфорд. **Нейтрон** — електрично нейтральна елементарна частинка також масою 1 а.о.м.

Невдовзі після відкриття нейтрона український учений Д. Д. Іваненко вперше запропонував протонно-нейтронну модель будови ядра атома, яку в подальшому розвинув німецький фізик В. Гейзенберг.

Відповідно до цієї моделі сумарна кількість протонів Z і нейтронів N у ядрі атома певного елемента дорівнює цілочисловому округленому значенню атомної маси, яке називають **масовим**, або **нуклонним**, **числом атома** A :

$$A = Z + N.$$

Масове число = число протонів + число нейтронів.

Оскільки маса кожного протона та нейтрона приблизно дорівнює 1 а.о.м., а маса електрона дуже мала, то *масове число атома приблизно дорівнює його відносній атомній масі*.

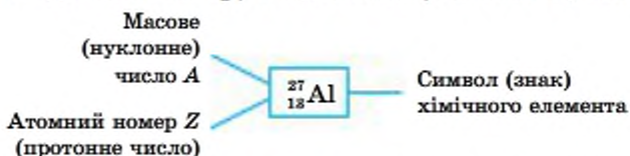
Число протонів у ядрі характеризує його заряд і дорівнює *атомному (порядковому) номеру* хімічного елемента, або *протонному числу* Z :

$$Z = A - N.$$

За цією формулою можна визначити число нейтронів:

$$N = A - Z.$$

Нуклонне та протонне числа позначають відповідно верхнім і нижнім індексами ліворуч від символу елемента, наприклад:



Через те що позитивний заряд протона й негативний заряд електрона однакові за абсолютним значенням, в атомі як в електронейтральній частинці число електронів в оболонці завжди дорівнює числу протонів у ядрі. Таким чином, *позитивний заряд ядра визначає число електронів в електронній оболонці атома й тим самим усі властивості елемента*, а також місце його розташування в періодичній системі. У цьому полягає фізичний зміст атомного номера елемента:

$$\begin{aligned} \text{атомний номер елемента} &= \text{числу протонів у ядрі} = \\ &= \text{заряду ядра атома} = \text{числу електронів в атомі}. \end{aligned}$$

Отже, *атом складається з ядра та електронів; ядро (нуклід), у свою чергу, складається з протонів та нейтронів і має позитивний заряд*.



Дмитро Дмитрович
Іваненко
(1904–1994)

Видатний фізик-теоретик ХХ ст., автор протонно-нейтронної моделі атомного ядра. Народився в Полтаві. Після закінчення гімназії навчався в Полтавському педагогічному інституті, потім вступив до Харківського університету.

У 1929 р. очолив теоретичний відділ Українського фізико-технічного інституту. У 1930–1931 рр. Д. Д. Іваненко — професор Харківського університету, завідувач кафедри теоретичної фізики Харківського механіко-машинобудівного інституту.

Його ім'я назавжди ввійшло в історію світової науки.

Приклад розв'язування задач



Скільки електронів, протонів і нейтронів міститься в атомі Йоду ^{127}I ?

Розв'язання

Йод має атомний номер 53, отже, атом Йоду містить 53 протони та 53 електрони. Визначимо число нейтронів у ядрі атома ^{127}I :

$$N = A - 53 = 127 - 53 = 74.$$

Відповідь: 53 електрони, 53 протони, 74 нейтрони.

Запитання та завдання



1. Які елементарні частинки атома є різними станами однієї частинки — нуклона?
2. Яку елементарну частинку атома називають протонном? нейтроном? Який заряд та яка маса кожної з них?
3. У чому сутність протонно-нейтронної моделі будови ядра атома? Який учений уперше її запропонував?
4. Що таке масове, або нуклонне, число атома? За якою формулою його обчислюють?
5. Чому приблизно дорівнює масове число атома?
6. Що таке протонне число? Чому воно дорівнює?
7. Чому атом є електронейтральною частинкою?
8. Чому дорівнює число електронів в електронній оболонці атома?
9. У чому полягає фізичний зміст атомного номера елемента?
10. Атом Карбону містить 6 електронів. Чому дорівнює заряд: а) атома Карбону; б) ядра атома Карбону?
11. Ядро атома хімічного елемента містить два протони й два нейтрони. Запишіть позначення цього атома: укажіть

хімічний символ, атомний номер (протонне число) і масове (нуклонне) число.

12. Скільки протонів і нейтронів містяться в ядрах атомів:
а) Хлору; б) Цинку?

§ 12. Ізотопи стабільні і радіоактивні

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке ізотопи;
- чому відносну атомну масу елементів позначають дробовими числами.

Ізотопи. З аналізу даних, наведених у періодичній системі, видно, що відносні атомні маси хімічних елементів мають дробові значення, причому зі збільшенням атомного номера атомна маса елементів зростає. Однак спостерігається деяке порушення закономірності: у парах елементів Аргон—Калій, Кобальт—Нікол, Телур—Йод, Торій—Протактиній елемент, що стоїть попереду, має більшу відносну атомну масу, ніж наступний.

Виникають запитання: чому маси позначено дробовими числами, якщо маси протонів і нейтронів прийнято за 1, а масою електронів можна знехтувати? Яка причина порушень послідовного зростання атомних мас від елемента до елемента?

Дослідження показали, що в природі існують атоми одного й того ж самого елемента, але з різною масою. Наприклад, відомо атоми Хлору з масою 35 і 37. Однак заряд ядер цих атомів однаковий, тобто вони містять однакове число протонів Z , тому відрізняються між собою лише числом нейтронів N .

Різновиди атомів одного елемента, що мають однакові заряди ядер, але різні маси (масові числа), називають ізотопами.

Слово «ізотоп» складається з двох грецьких слів: *ізо* — «один» і *топос* — «місце». Ізотопи займають одне місце (клітинку) у періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва.

Атоми всіх ізотопів одного й того самого елемента мають однакове число протонів та електронів, а відрізняються один від одного тільки числом нейтронів. У таблиці 5 наведено характеристики ізотопів елемента Карбону.

Характеристики ізотопів елемента Карбону

Ізотопи (позначення)	Атомний номер (число протонів) Z	Число нейтронів N	Масове число A
$^{12}_6\text{C}$	6	6	12
$^{13}_6\text{C}$	6	7	13
$^{14}_6\text{C}$	6	8	14

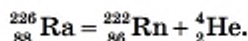
Відомо ізотопи 94 природних елементів. Так, Оксиген має три ізотопи з масовими числами 16, 17 і 18. Їх позначають відповідно $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ і $^{18}_8\text{O}$, де 8 — це протонне число, а 16, 17 і 18 — нуклонні числа.

Відносна атомна маса хімічного елемента (A_r) дорівнює середньому значенню мас усіх його природних ізотопів з урахуванням їхньої поширеності в природі.

Відносні атомні маси елементів (A_r), що наведені в періодичній системі, являють собою середні масові (нуклонні) числа природних сумішей ізотопів. Це одна з причин того, чому значення відносних атомних мас A_r не є цілочисловими.

Наприклад, у періодичній системі елемент Аргон із відносною атомною масою $A_r \approx 39,95$, яка перевищує відносну атомну масу Калію $A_r(\text{K}) = 39,1$, має атомний номер 18, а Калій — 19. Цей факт указує на те, що із суміші трьох ізотопів Аргону — $^{36}_{18}\text{Ar}$, $^{38}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$, які існують у природі, масова частка ізотопу $^{40}_{18}\text{Ar}$ найбільша й становить 96,6 %. Ось чому середня величина масових чисел елемента Аргону — 39,95. Із природної суміші трьох ізотопів Калію $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$ найбільша масова частка — 93,1 % припадає на ізотоп $^{39}_{19}\text{K}$. Тому середня величина відносної атомної маси $A_r(\text{K}) = 39,1$ визначається в основному масовим числом саме цього ізотопу. А з точки зору величини зарядів атомних ядер елементи Ar і K розташовані в періодичній системі правильно.

Радіоактивність. У 1903 р. Е. Резерфорд і Ф. Содді дійшли висновку, що радіоактивне випромінювання, яке 1896 р. спостерігав А. Беккерель, виникає за умови розпаду радіоактивних елементів із перетворенням їх на атоми інших елементів, наприклад:



Спонтанне (самочинне) перетворення нестійких атомних ядер на інші ядра, що супроводжується випромінюванням різних частинок, називають **радіоактивним розпадом** хімічних елементів, або **радіоактивністю**.

Застосування радіоактивних ізотопів. Радіоактивні ізотопи широко використовують у наукових дослідженнях, промисловості, сільському господарстві, медицині, біології та хімії, тому їх одержують у великій кількості. За допомогою радіоізотопів досліджують хімічні реакції, вивчають шляхи поширення ліків у організмі, знищують клітини ракових пухлин, контролюють витік газу та нафти, визначають вік археологічних об'єктів, гірських порід. Вік Землі (близько 5 млрд років) було визначено за вмістом ізотопів Урану U і Плюмбуму Pb у деяких гірських породах.

Шкідлива дія радіації на організми. У результаті дії радіації пошкоджуються клітини й порушується обмін речовин. Через це радіоактивне випромінювання дуже шкідливе для організму людини. Великі дози випромінювання призводять до серйозних захворювань і навіть загибелі. Тому спеціальними позначками вказують на місця, небезпечні через радіоактивне випромінювання (рис. 7).



Рис. 7. Позначка радіаційної небезпеки



Марія Склодовська-Кюрі
(1867–1934)

Фізик і хімік, професор Паризького університету. Одна з творців учення про радіоактивність. Разом із П'єром Кюрі відкрила Полоній і Радій. Добула металічний радій (1910), дослідила його властивості та ввела термін «радіоактивність». Разом з А. Беккерелем і П. Кюрі удостоєна Нобелівської премії з фізики (1903). Лауреат Нобелівської премії з хімії (1911).

■ Для допитливих

Ізотопи елемента Гідрогену, на відміну від ізотопів інших елементів, мають власні назви. Ізотопи Гідрогену позначають спеціальними символами. Звичайний Гідроген $H(1_1^1H)$ отримав назву Протій, важкий Гідроген $D(1_1^2H)$ — Дейтерій, а штучний надважкий $T(1_1^3H)$ — Тритій. Ядра всіх ізотопів Гідрогену (рис. 8) містять один протон



($Z = 1$), ядро Дейтерію містить додатково один нейтрон ($N = 1$), а ядро Тритію — два нейтрони ($N = 2$).

Важка вода D_2O , до складу якої входить Дейтерій, зовні подібна до звичайної води, але все ж таки має відмінності. Вона замерзає не за нульової температури, а за температури, меншої від $3,8\text{ }^\circ\text{C}$. Важкий лід, на відміну від звичайного, не плаває на поверхні води, а тоне.

До речі, який висновок про густину важкого льоду відносно важкої води можна зробити?

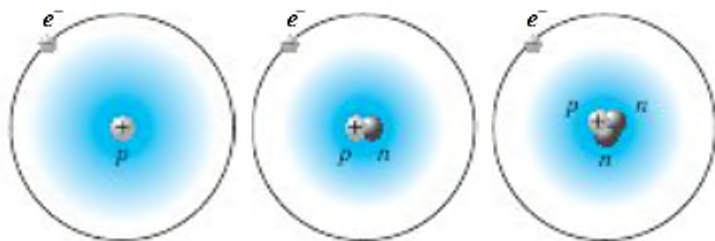


Рис. 8. Три ізотопи Гідрогену

■ Запитання та завдання

- Чому в періодичній системі елемент Кобальт, який має більше значення відносної атомної маси, стоїть перед елементом Ніколом з меншою атомною масою? Чи не є це порушенням періодичного закону?
- Чому маси атомів природних елементів мають дробове значення відносної атомної маси, якщо маси протонів і нейтронів прийнято за 1?
- Атоми всіх ізотопів елемента мають однакове число: а) протонів і нейтронів; б) протонів і електронів; в) нейтронів і електронів. Яке твердження правильне?
- Дайте визначення ізотопу. Наведіть приклади.
- Чому заряд ядра є головною характеристикою елемента?
- Визначте число протонів і електронів в атомах ізотопів Магнію ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{12}^{25}\text{Mg}$, ${}_{12}^{26}\text{Mg}$ та Купрум ${}_{29}^{63}\text{Cu}$, ${}_{29}^{65}\text{Cu}$.
- За періодичною системою хімічних елементів позначте ізотопи Бору, якщо їхні атоми містять 10 і 11 нуклонів.
- Поясніть взаємозв'язки між поняттями «хімічний елемент», «ізотоп», «масове число».
- У чому полягає шкідлива дія радіації на організми? Яким знаком позначають радіаційну небезпеку?



§ 13. Рух електронів в атомі.

Електронні орбіталі, їхні форми

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які унікальні властивості має електрон;
- що таке електронна хмара й електронна орбіталь;
- чим характеризуються електронні орбіталі.

Постійно рухомий електрон завдяки надзвичайно малій масі ($9,11 \cdot 10^{-31}$ кг) водночас виявляє властивості *частинки* (має певні масу та заряд) і *хвилі*. Хвиля відрізняється від частинки тим, що її положення на певний момент часу не можна точно визначити.

Наведемо аналогію: коли ви говорите, то звук (звукові хвилі) чутно не в якійсь визначеній точці простору, а в усьому навколишньому просторі. Так само й електрон, який рухається навколо ядра з величезною швидкістю, начебто «розмазує» в просторі свій негативний заряд. Таким чином створюється немов *електронна хмара* нерівномірної густини, без чітких меж. Густина електронної хмари, або *електронна густина*, показує, у яких місцях електрон перебуває частіше за інші, а у яких — рідше.

Електронні хмари окремих електронів у сумі створюють спільну електронну хмару атома.

Густина електронної хмари, створеної одним електроном атома Гідрогену, безпосередньо поблизу ядра практично дорівнює нулю. Зі зростанням відстані від ядра її густина електронної хмари збільшується й досягає максимального значення на відстані $0,053 \text{ нм}^*$, а потім знову зменшується. Таким чином, ту частину електронної хмари, у якій електрон перебуває найбільше часу, тобто в якій електронна густина достатньо велика, називають електронною орбіталлю (рис. 9). Для електрона в атомі Гідрогену це відстань $0,053 \text{ нм}$ від ядра.

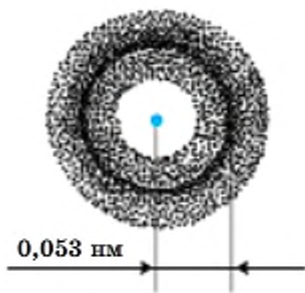


Рис. 9. Форма електронної s-орбіталі

Електронна орбіталь — це та частина простору навколо ядра, де найімовірніше перебуває електрон.

* нм (нанометр) = $1 \cdot 10^{-9}$ м.

Електронні орбіталі мають певні форми, різні розміри та спрямованість у просторі (рис. 10). Орбіталі різної форми позначають малими буквами латинського алфавіту s , p , d , f тощо. s -Орбіталь має форму кулі, p -орбіталі — форму гантелі, або об'ємної вісімки. Вони орієнтовані в просторі по одній із трьох взаємно перпендикулярних координатних осей x , y , z . Ще складнішу форму мають d -орбіталі — це в більшості випадків схрещені вісімки, також по-різному орієнтовані в просторі.

Електрони, що рухаються орбіталями меншого розміру, сильніше притягуються до ядра, тобто мають більшу енергію електростатичної взаємодії з ним, ніж електрони, що рухаються орбіталями більшого розміру.

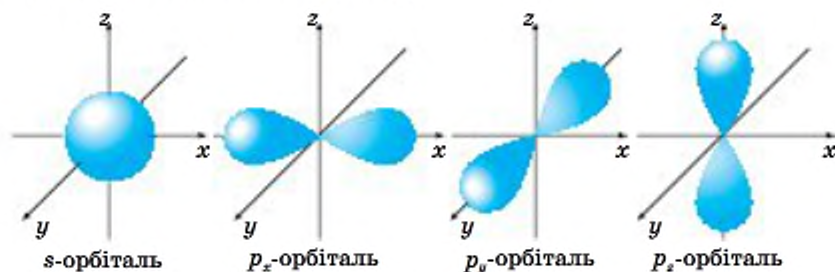


Рис. 10. Форма s - і p -орбіталей та їхня можлива орієнтація в просторі

■ Запитання та завдання

1. Яка незвичайна властивість, притаманна електронну, відрізняє його від більших частинок?
2. Що називають: а) електронною хмарою; б) електронною орбіталлю?
3. На що вказує густина електронної хмари?
4. Що в сумі створюють електронні хмари окремих електронів?
5. Сильніше до ядра притягуються електрони, що рухаються орбіталями: а) меншого розміру; б) більшого розміру. Або в) сила притягання не залежить від розміру орбіталей.
6. Яку форму мають s - і p -орбіталі?
7. Чи орієнтована певним чином у просторі s -орбіталь?
- *8. Відомо, що позитивний заряд атома зосереджено в незначному об'ємі атомного простору — ядрі. Чи можна стверджувати, виходячи з електронейтральності атома, що негативний заряд електрона зосереджено в такому самому або ще меншому об'ємі?



§ 14. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чим зумовлене число енергетичних рівнів в атомах хімічного елемента;
- скільки електронів міститься на зовнішніх енергетичних рівнях інертних елементів;
- як заповнюються енергетичні рівні атомів хімічних елементів відповідно до їхнього місця в періодичній системі.

З попередніх параграфів ви дізналися, що властивості хімічних елементів, розташованих у порядку збільшення заряду ядра атома, через певне число елементів повторюються.

































У чому ж полягає причина такої зміни властивостей елементів?

Для відповіді на це запитання недостатньо знати лише склад ядер атомів. Це досить легко продемонструвати на прикладі таких елементів, як Неон Ne і Натрій Na. З точки зору фізичних і хімічних властивостей простих речовин, які вони утворюють, між ними немає нічого спільного. Неон — газувата речовина, зовсім інертна за хімічними властивостями порівняно з іншими елементами періодичної системи. Натрій — сріблясто-біла тверда речовина, що виявляє металічні властивості та досить хімічно активна. Але якщо порівняти склад ядер атомів цих елементів, то виявиться, що заряд ядра атома Натрію перевищує заряд ядра атома Неону всього на одну одиницю. Відповідно до електронейтральності атома до складу електронної оболонки Натрію входить на один електрон більше. Щоб зрозуміти, чому така невелика відмінність у складі атомів двох сусідніх елементів спричиняє таку значну різницю в їхніх властивостях, необхідно проаналізувати будову електронних оболонок цих атомів.

У центрі атома перебуває позитивно заряджене ядро, а навколо нього у вигляді електронної оболонки розміщуються електрони. Оболонка не є суцільною, а складається з одного (для атомів Гідрогену H і Гелію He) або кількох (для атомів усіх інших елементів) енергетичних рівнів. У таблиці 6 (с. 54) схематично показано будову атомів перших 18 хімічних елементів: ядра умовно зображено колами, а енергетичні рівні — дугами. Схеми дають можливість з'ясувати, скільки енергетичних рівнів має атом кожного із цих елементів, який заряд його ядра та скільки електронів міститься на кожному рівні.

Атом Гідрогену (розміщений за № 1 у періодичній системі) має всього один енергетичний рівень, де навколо ядра із

Розподіл електронів по енергетичних рівнях атомів перших 38 елементів

Період	Групи									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 							He 2 		
2	Li 3 	Be 4 	B 5 	C 6 	N 7 	O 8 	F 9 	Ne 10 		
3	Na 11 	Mg 12 	Al 13 	Si 14 	P 15 	S 16 	Cl 17 	Ar 18 		
4	K 19 	Ca 20 	Sc 21 	Ti 22 	V 23 	Cr 24 	Mn 25 	Fe 26 	Co 27 	Ni 28 
5	Rb 37 	Sr 38 					Br 35 	Kr 36 		

зарядом +1 рухається тільки один електрон. Наступний (за № 2) атом Гелію, заряд ядра якого +2, теж має один енергетичний рівень, але вже з двома електронами. Унаслідок того, що ці електрони розміщуються на однаковій відстані від ядра, вони з однаковою силою притягуються до нього. Пам'ятаємо, що Гелій — це інертний газ (елемент). Гідроген і Гелій утворюють *перший період* періодичної системи хімічних елементів. На відміну від інших періодів, він містить тільки два елементи.

Другий період починається Літієм Li — лужним елементом, у якого три електрони групуються вже на двох енергетичних рівнях. При цьому два електрони, як і в атомі Гелію, — на першому рівні, а третій — на другому, більш віддаленому від ядра. Цілком логічно припустити, що третій електрон буде слабкіше притягуватися (взаємодіяти електрично) до ядра. Зазвичай найближчі до ядра енергетичні рівні називають *внутрішніми*, а останній, найвіддаленіший від нього, — *зовнішнім*.

Заряд ядра кожного наступного елемента збільшується на одиницю, а до зовнішнього енергетичного рівня додається ще один електрон. Період поповнюється елементами доти, поки в зовнішньому рівні якогось із наступних елементів не нагромадиться вісім електронів. У другому періоді таким елементом є Неон Ne — хімічно інертний елемент, який за звичайних умов, як і Гелій, являє собою газувату речовину.

Третій період, як і другий, починається лужним елементом Натрієм Na. На відміну від схожого з ним за властивостями Літію, Натрій має вже три енергетичні рівні. Причому два перші, найближчі до ядра, тобто внутрішні енергетичні рівні, мають таку саму електронну будову, як і енергетичні рівні атома Неону (перший рівень містить два, а другий — вісім електронів). Третій, зовнішній енергетичний рівень, як і зовнішній рівень атома Літію, містить також один електрон, але ще більш віддалений від ядра.

У наступних за Натрієм елементів, розташованих у порядку зростання заряду ядра атома, іде закономірне поповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня до тих пір, поки в ньому не нагромадиться вісім електронів. Цим останнім елементом третього періоду виявляється Аргон Ar, знову, як і останній елемент другого періоду періодичної системи, інертний газ.

На початку *четвертого періоду* стоїть Калій, в атомі якого починає заповнюватися четвертий енергетичний рівень (див. форзац 1).

П'ятий період починається Рубідієм Rb. Електрони в його атомі розташовуються вже в п'яти енергетичних рівнях (див. форзац 1).

Таким чином, унаслідок послідовного збільшення заряду атомних ядер (табл. 7) зберігається будова електронної оболонки атома попереднього елемента, але до неї додається ще один електрон. Він або приєднується до електронів зовнішнього рівня, або започатковує новий енергетичний рівень. На першому рівні може бути не більше двох електронів (в атомі Гелію), на другому — не більше восьми електронів (в атомі Неону), на третьому — не більше 18 електронів.

Якщо енергетичний рівень містить максимально можливе число електронів, то його називають *завершеним*. Енергетичні рівні, що містять менше від можливого число електронів, називають *незавершеними*.

З появою кожного нового електрона на енергетичному рівні елементів уздовж періоду їхні властивості змінюються досить плавно. Однак із появою нового енергетичного рівня відбувається стрибкоподібна зміна хімічних властивостей елемента. Отже, можна стверджувати, що *поява нового енергетичного рівня спричиняє появу нового періоду хімічних елементів*.

■ Запитання та завдання



- °1. Скільки електронів містить зовнішній енергетичний рівень атомів таких елементів: а) Гідрогену, Гелію; б) Берилію, Нітрогену, Флуору; в) Натрію, Алюмінію, Сульфурі?
- °2. Назвіть два елементи, в атомах яких завершено всі енергетичні рівні.
- °3. Скільки енергетичних рівнів зайнято електронами в атомах: а) Літію, Натрію, Калію; б) Берилію, Магнію, Кальцію; в) Флуору, Хлору, Бромі?
4. Скільки завершених енергетичних рівнів мають атоми хімічних елементів з атомними номерами: а) 3; б) 9; в) 15?
5. Охарактеризуйте хімічні елементи: а) Нітроген; б) Алюміній; в) Аргон за таким планом:
 - хімічний символ елемента;
 - відносна атомна маса;
 - заряд ядра атома;
 - загальне число електронів, що рухаються навколо ядра;
 - схема будови атома;
 - число електронів на зовнішньому енергетичному рівні;
 - число енергетичних рівнів;
 - число завершених енергетичних рівнів.
- *6. Чому через певне число елементів їхні властивості повторюються: так, наприклад, елемент Натрій повторює

Число n , яке може набувати тільки цілочислових значень, позначає номер енергетичного рівня. Його називають **головним квантовим числом**.

Електрони першого рівня найміцніше, порівняно з іншими, притягуються до ядра. Через це в них менший запас тієї енергії, яка дала б їм можливість відірватися від ядра, наприклад, у результаті дії на атом високих температур, випромінювання тощо, завдяки чому атом переходить у *збуджений стан*. У такому разі число n набуває значень від 1 до нескінченності.

Електрони наступних енергетичних рівнів слабкіше зв'язані з ядром. Вони мають більший запас енергії, тому що менше витрачають її на електростатичну взаємодію з ядром. Таким чином, можна зробити висновок: *якщо в даному атомі електрони розподіляються по кількох енергетичних рівнях, то найслабкіший зв'язок з ядром мають електрони зовнішнього енергетичного рівня*.

n 1 2 3 4 5 6 7



Сила притягання електрона до ядра зменшується,
а запас його енергії збільшується

Число енергетичних рівнів в атомі, що заповнюються електронами, збігається з номером періоду, у якому розташований елемент. Так, в елементів першого періоду електронами заповнюється тільки один енергетичний рівень, другого періоду — два, третього періоду — три й т. д.

Максимальне число електронів N , що можуть перебувати на будь-якому енергетичному рівні атома, обчислюють за формулою

$$N = 2n^2,$$

де n — номер рівня (починаючи від ядра), або головне квантове число.

Енергетичні підрівні й орбіталі. Крім першого енергетичного рівня, усі наступні рівні поділяють на *підрівні*, які відрізняються один від одного енергією зв'язку електронів з ядром (рис. 12).

Число підрівнів дорівнює значенню головного квантового числа: перший рівень має один підрівень, другий — два, третій — три, четвертий — чотири й так далі. Їхню форму визначає *орбітальне квантове число* l . Для кожного n це число може набувати тільки цілочислових значень від 0 до $(n - 1)$.

Підрівням, у свою чергу, відповідають орбіталі. Їх прийнято позначати малими літерами латинського алфавіту. Якщо $l = 0$, то орбіталь, незалежно від значення головного квантового

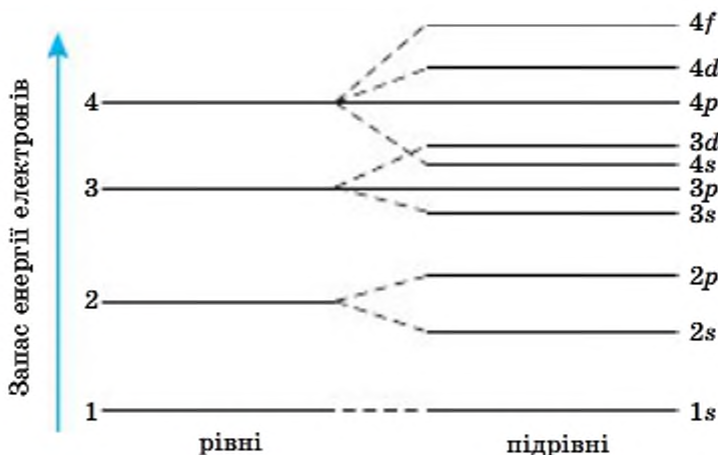


Рис. 12. Схема послідовного заповнення електронами енергетичних рівнів

числа n , має сферичну форму, її називають s -орбітальною. Значенню $l = 1$ відповідає орбіталь, що має форму гантелі, — p -орбіталь. Зі збільшенням значення l форма орбіталі ускладнюється. Залежно від значення орбітального квантового числа орбіталі позначають так:

Значення l	0	1	2	3
Позначення орбіталі	s	p	d	f

Орбіталі, які характеризуються однаковим значенням n і різним значенням l , мають різну енергію. Тому поряд з поняттям «енергетичний рівень» існує поняття «енергетичний підрівень» як сукупність орбіталей із певними значеннями головного та побічного квантових чисел.

На кожній орбіталі, відповідно до **принципу Паулі** (принципу заборони), можуть розміщуватися не більш як два електрони, що мають однакову енергію, але обов'язково відрізняються особливою властивістю — протилежним напрямком обертання навколо власної осі. Ця властивість отримала назву **спін** (від англійського *spin*, що означає «веретено»). Спінове обертання електрона може бути за годинниковою стрілкою та проти неї.

У таблиці 7 показано, як число підрівнів, тип і число орбіталей та максимально можливе число електронів на енергетичному підрівні та рівні залежить від головного квантового числа.

Отже, для характеристики електронів в атомі необхідно знати номер енергетичного рівня n і типи орбіталей, а також форму різних орбіталей (електронних хмар).

На другому енергетичному рівні ($n = 2$), як видно з таблиці 7, число орбіталей уже дорівнює чотирьом. Одна з них має сферичну форму. Її називають $2s$ -орбіталлю. $2s$ -Електрон, що перебуває на цій орбіталі, має більшу енергію, ніж $1s$ -електрон, розміщений на s -орбіталі першого рівня, бо він розташований на більшій відстані від ядра.

Інші три орбіталі — це $2p$ -орбіталі. Усі вони мають однако-ву геометричну форму, що нагадує форму гантелі або об'ємної вісімки (рис. 10). Але вони по-різному орієнтовані в атомному просторі — уздовж координатних осей x , y , z . Через це p -орбіталі позначають p_x , p_y і p_z . Якщо електрон розташований на p_x -орбіталі, то це означає, що з найбільшою ймовірністю p_x -електрон рухатиметься вздовж осі x . Відповідно, електрон на p_y -орбіталі рухається вздовж осі y , а електрон на p_z -орбіталі — уздовж осі z . Зі зростанням числа n електрони займають p -орбіталі, які розташовані на більшій відстані від ядра, але напрямленість їхнього руху вздовж осей x , y , z завжди зберігається.

Форми d -орбіталей (їх п'ять) і f -орбіталей (їх сім) значно складніші (рис. 13). Електронні орбіталі таких складних форм в атомах з великим зарядом ядра менш енергетично вигідні для перебування електронів, тому заповнюються ними лише тоді, коли s -, а потім p -орбіталі енергетичного рівня вже зайняті.

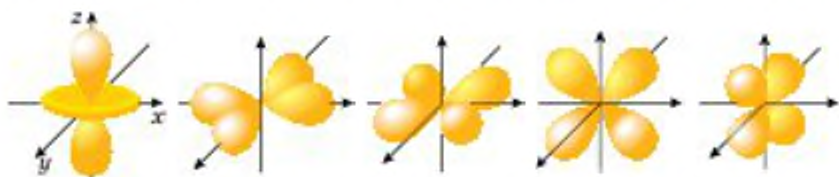



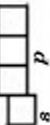
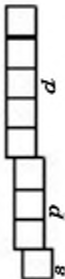

Рис. 13. Форма d -орбіталей та їхня можлива орієнтація в просторі

Графічно орбіталь прийнято зображати у вигляді квадрата, який ще називають *квантовою коміркою*, а електрони — у вигляді стрілок, спрямованих угору чи вниз.

Стрілки, спрямовані в протилежних напрямках, позначають електрони з протилежними (антипаралельними) спінами:

- вільна орбіталь;
- ↑ — орбіталь, на якій перебуває один електрон;
- ↑↓ — заповнена орбіталь, на якій перебувають два електрони з протилежними спінами.

Залежність будови електронних оболонок атома від головного квантового числа

Енергетичний рівень, n Енергетичні підрівні, l (орбіталі)	Число електронів на енергетичному рівні, n	Орбіталі	Число орбіталей		Максимальне число електронів
			на підрівні ($l + 1$)	на рівні, n^2	
$n = 1$ (K) $l = 0$ (s)	1	1s	1	1 $n=1$ 	2
$n = 2$ (L) $l = 0$ (s) $l = 1$ (p)	2	2s	1	4 $n=2$ 	2
		2p	3		6
$n = 3$ (M) $l = 0$ (s) $l = 1$ (p) $l = 2$ (d)	3	3s	1	9 $n=3$ 	2
		3p	3		6
		3d	5		10
$n = 4$ (N) $l = 0$ (s) $l = 1$ (p) $l = 2$ (d) $l = 3$ (f)	4	4s	1	16 $n=4$ 	2
		4p	3		6
		4d	5		10
		4f	7		14



1. Що розуміють під енергетичними рівнями? Як їх позначають?
2. На що вказує головне квантове число? Яких значень воно набуває?
3. Електрони якого енергетичного рівня найслабкіше притягуються до ядра? Який у них запас енергії — найменший чи найбільший?
4. Скільки енергетичних рівнів заповнюється електронами в елементів: а) першого періоду; б) другого періоду; в) третього періоду? Наведіть приклади.
5. Яким є максимальне число електронів, що можуть перебувати на другому та третьому енергетичних рівнях? За якою формулою обчислюють максимальне число електронів?
6. Починаючи з якого енергетичного рівня, електрони розподіляються по підрівнях? Скільки підрівнів має: а) другий енергетичний рівень; б) третій енергетичний рівень; в) четвертий енергетичний рівень?
7. Як заведено позначати орбіталі кожного підрівня? Наведіть приклади.

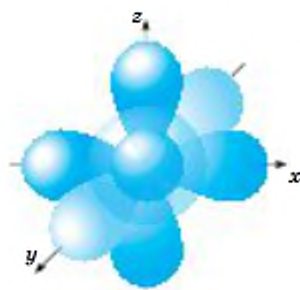


Рис. 14. Орбіталі атома Оксигену

8. Чи різняться за енергією електрони, що перебувають на одній і тій самій орбіталі? Скільки електронів можуть розміститися на одній орбіталі? Чим вони мають обов'язково відрізнитися один від одного?

9. Як графічно заведено зображати: а) орбіталі; б) електрони з різними спінами;

10. На рис. 14 зображено орбіталі атома Оксигену. Знайдіть $1s$ -, $2s$ -, $2p$ -орбіталі. Зробіть рисунок у зошиті та підпишіть кожен орбіталь.

§ 16. Електронні структури атомів.

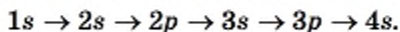
Принципи мінімальної енергії та Паулі. Правила Клечковського й Хунда

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- за якими правилами заповнюються електронами енергетичні рівні;
- у якій послідовності заповнюються електронами орбіталі елементів перших трьох періодів періодичної системи;
- що таке електронна структура атома.

Правила заповнення електронних орбіталей в атомі. Орбіталі в атомі відповідно до стану електрона заповнюються за такими правилами.

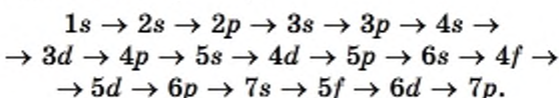
1. Згідно з *принципом мінімальної енергії* електрони в атомі намагаються зайняти в першу чергу енергетичні рівні, розташовані ближче до ядра (тобто в послідовності 1, 2, 3...), а також їхні орбіталі простішої форми, які характеризуються меншим запасом енергії. Потім відбувається заповнення більш віддалених від ядра і складніших за формою електронних орбіталей, як, наприклад, в атомі Калію:



Заповнення орбіталей електронами відбувається за *правилами Клечковського*.

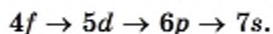
Згідно з першим із них:

електрони заповнюють енергетичні підрівні за зростанням їхньої енергії, яка характеризується мінімальним значенням суми квантових чисел ($n + l$):



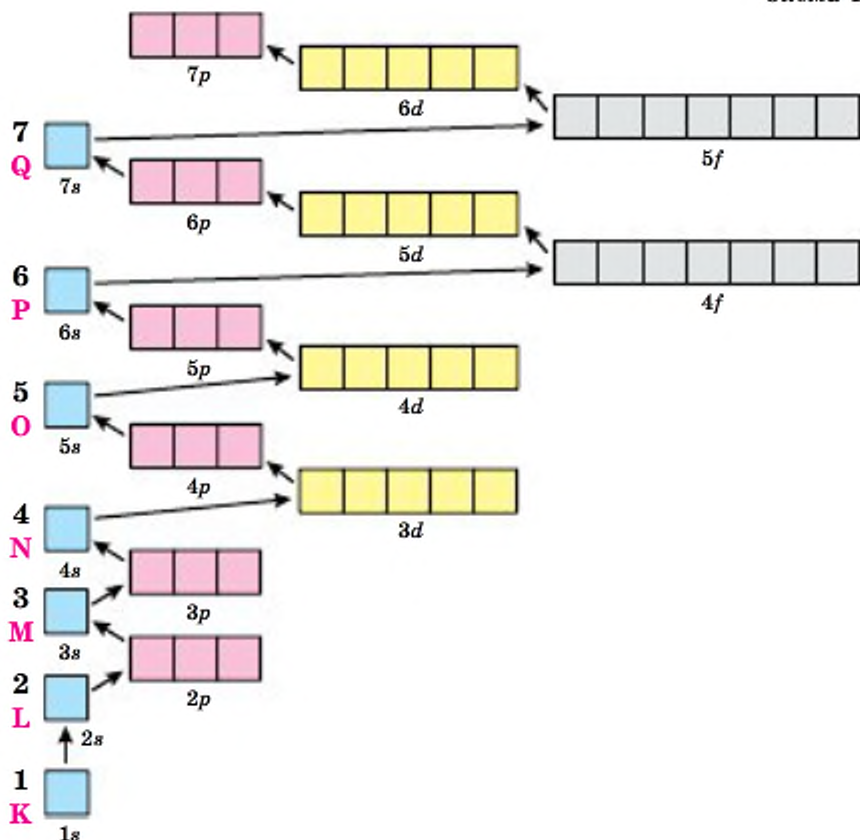
За другим правилом:

якщо сума квантових чисел ($n + l$) для декількох різних підрівнів (наприклад, для 4f, 5d, 6p, 7s) однакова, то першими заповнюються підрівні з меншим значенням n :



Порядок заповнення енергетичних підрівнів зображено на схемі 1 (с. 64).

Заповнення енергетичних підрівнів в атомі Калію відбувається дійсно за правилами Клечковського. Останній (19-й) електрон заповнює не 3d-підрівень, а 4s-підрівень, через те що запас його енергії на цьому підрівні менший (рис. 12). Це можна підтвердити, якщо обчислити й порівняти суми чисел ($n + l$)



для стану електрона на $3d$ -орбіталі та на $4s$ -орбіталі (табл. 8). Вони дорівнюють відповідно $(3 + 2) = 5$ і $(4 + 0) = 4$.

2. **Принцип Паулі** дозволяє перебувати на кожній орбіталі не більш як двом електронам. Вони мають відрізнятися один від одного напрямком обертання електронів навколо власної осі (за годинниковою стрілкою або проти неї), яке називають *спіном*. Два електрони з протилежними (антипаралельними) спінами на одній орбіталі називають *спареними*. Такий їхній стан в атомі є *енергетично вигіднішим*. Спарені електрони однієї орбіталі умовно позначають стрілками $\uparrow\downarrow$. Якщо на орбіталі перебуває один електрон, то його вважають *неспареним*.

3. За **правилом Хунда** кожна орбіталь одного підрівня спочатку заповнюється поодинокими (неспареними) електронами з паралельними спінами. Після того як такі електрони займуть усі вільні орбіталі даного підрівня, відбувається їхнє спарювання.

Електронні структури атомів елементів першого й другого періодів

Хімічний елемент	Розподіл електронів по орбіталях			Електронна структура
	1s	2s	2p	
H	↑			1s ¹
He	↑↓			1s ²
Li	↑↓	↑	□ □ □	1s ² 2s ¹
Be	↑↓	↑↓	□ □ □	1s ² 2s ²
B	↑↓	↑↓	↑ □ □	1s ² 2s ² 2p ¹
C	↑↓	↑↓	↑ ↑ □	1s ² 2s ² 2p ²
N	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ³
O	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	1s ² 2s ² 2p ⁶

Порядок заповнення електронних орбіталей атомів елементів малих періодів. Перший період містить два елементи — Гідроген і Гелій.

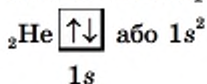
Атом Гідрогену ($Z = 1$) має один електрон, який займає на першому енергетичному рівні орбіталь із найнижчою енергією — 1s-орбіталь:



Крім графічного зображення електронної структури атома — *електронної конфігурації*, можна складати також *електронні формули*, у яких записують спочатку цифру, що відповідає номеру рівня, потім букву, яка позначає підрівень. Поряд з кожною буквою праворуч угорі записують цифру, що відповідає числу електронів на даному підрівні:

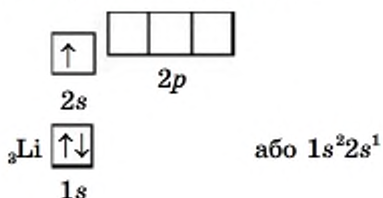


В атомі Гелію на один електрон більше і s -орбіталь займають два електрони, які мають антипаралельні спіни:



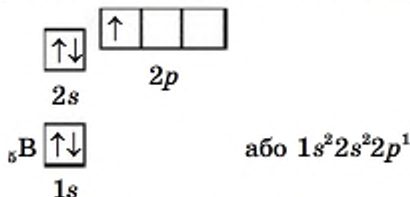
На цьому заповнення електронами першого енергетичного рівня завершується.

Електрони атомів елементів *другого періоду* розташовані на двох енергетичних рівнях (номер періоду визначає число енергетичних рівнів). Період починається лужним елементом Літієм Li ($Z = 3$). Два електрони атома Літію перебувають на першому рівні, як в атомі Гелію, а третій електрон починає заповнювати вільну $2s$ -орбіталь другого енергетичного рівня:



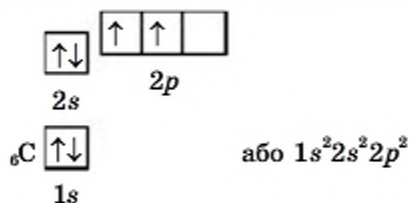
На другому енергетичному рівні відповідно до формули $N = 2n^2$ можуть розміститися максимально вісім електронів ($2 \cdot 2^2 = 8$). Цей рівень, окрім s -підрівня, має ще p -підрівень, максимальна місткість якого — шість електронів. Тому енергетичні рівні заповнюються послідовно електронами від одного до восьми. І дійсно, в атомі Берилію Be на s -підрівні розміщуються вже два електрони: $2s^2$. Отже, $2s$ -підрівень завершений.

Починаючи з атома Бору B, відбувається заповнення p -підрівнів другого енергетичного рівня (від одного p -електрона в атомі Бору до шести p -електронів в атомі інертного елементу Неону):



В атомі Карбону C ($Z = 6$) на один електрон більше, ніж в атомі Бору. *Яку орбіталь він займе — вільну чи ту, де вже є електрон?* Згідно з висновком із **правила Хунда**: *у межах одного підрівня електрони розташовуються так, щоб число неспарених електронів було максимальним.*

Електрони намагаються зайняти вільні орбіталі, тому атом Карбону має два неспарених електрони:



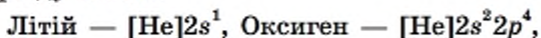
В атомі Нітрогену сьомий електрон займає ще одну вільну $2p$ -орбіталь, а в атомах Оксигену, Флуору й Неону електрони займають $2p$ -орбіталі, на яких уже є по одному електрону. Другий рівень завершено. Такий розподіл електронів в атомів перших десяти елементів наведено в таблиці 8.

Третій період починається Натрієм Na ($Z = 11$). З 11 електронів, розташованих на трьох енергетичних рівнях, два перебувають на першому енергетичному рівні — $1s^2$, вісім — на другому — $2s^2 2p^6$. Одинадцятий електрон розташований на s -підрівні третього рівня — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. В атомі Магнію Mg на s -підрівні третього рівня є вже два електрони — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (табл. 10).

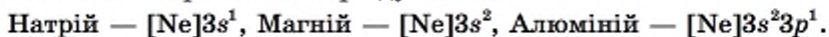
На третьому енергетичному рівні згідно з формулою $N = 2n^2$ можуть розташуватися $N = 2 \cdot 3^2 = 18$ електронів, тому що, крім s - і p -підрівней, вони можуть займати й наступний d -підрівень. Але оскільки число елементів у цьому періоді не перевищує восьми, то зі зростанням заряду ядра атомів від Натрію до Аргону число електронів на зовнішньому рівні збільшується від 1 до 8.

Починаючи з Алюмінію Al і закінчуючи Аргоном Ar, в атомах елементів третього періоду (окрім $3s$ -орбіталі, яку вже заповнено двома електронами) відбувається послідовне заповнення p -орбіталей, або $3p$ -підрівня. Розміщення максимально можливого числа електронів для елементів третього періоду відбулося — 8 в атомі Аргону, проте d -підрівень у цих елементів залишився незавершеним (табл. 9, с. 68).

Таким чином, доходимо висновку: *будова внутрішніх енергетичних рівнів атомів елементів кожного нового періоду повторює електронну структуру (розташування електронів) атома інертного елемента, яким закінчується попередній період*. Через це часто використовують короткий запис електронних структур атомів. Наприклад, для елементів другого періоду такий:



для елементів третього періоду такий:



Електронні структури атомів елементів третього періоду

Хімічний елемент	Розподіл електронів по орбіталях						Електронна структура
	1s	2s	2p	3s	3p	3d	
Na	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑	□□□	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	□□□	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑□□	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Si	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↑□	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
P	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↑↑	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
S	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↑	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cl	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	□□□□□	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Якщо порівняти електронну будову атомів, то можна помітити, що структура їхніх зовнішніх енергетичних рівнів періодично повторюється, наприклад: Літій — $2s^1$ і Натрій — $3s^1$; Берилій — $2s^2$ і Магній — $3s^2$; Бор — $2s^2 2p^1$ і Алюміній — $3s^2 3p^1$ тощо. Саме цим пояснюють періодичну повторюваність властивостей елементів у періодах.

Отже, у межах малих періодів відбувається заповнення зовнішнього енергетичного рівня атомів електронами числом від 1 до 8. Передостанні рівні атомів завершені й відповідають електронним структурам атомів інертних елементів попередніх періодів.

Приклад розв'язування задач

Опишіть електронну структуру атома Фосфору.

Розв'язання

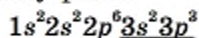
1. Визначаємо положення Фосфору, наприклад, у короткій формі періодичної системи хімічних елементів: P — елемент № 15, 3-й період, V група, головна підгрупа.



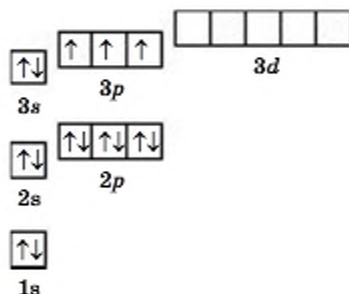
2. Наводимо схему, у якій зображено заряд ядра й розподіл електронів по енергетичних рівнях.



3. Записуємо електронну формулу, яка показує число електронів на кожному з підрівнів; підкреслимо частину запису, що вказує на число електронів на зовнішньому енергетичному рівні:



4. Зображуємо квантові комірки. Оскільки елемент Фосфор знаходиться в третьому періоді, то в його атомі заповнено електронами три енергетичних рівні. Атомному номеру елемента відповідає позитивний заряд ядра, який, у свою чергу, має бути скомпенсований негативно зарядженими електронами в електронній оболонці, оскільки атом є електронейтральним. Отже, в атомі Фосфору є 15 електронів, тоді на схемі маємо зобразити 15 стрілок у квантових комірках (орбіталях), розміщуючи їх за порядком, який описано вище.



Таке зображення електронної структури атома ще називають *графічним*.

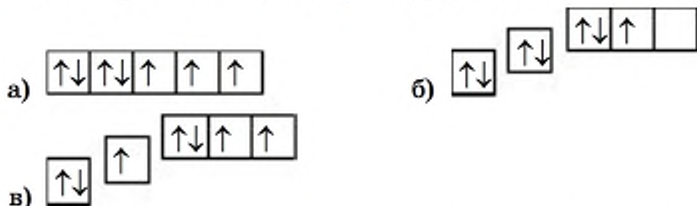
5. Указуємо тип елемента (або його належність до *s*-, *p*-, *d*- або *f*-родини) залежно від того, який енергетичний підрівень заповнений електронами не повністю або заповнюється в останню чергу. Фосфор — *p*-елемент, тому що в його атомі, з одного боку, останнім заповнюється *p*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, а з другого — *p*-підрівень не повністю заповнений: замість максимального числа електронів, яке дорівнює шести, в атомі Фосфору на ньому є всього 3 електрони.

Запитання та завдання

1. Який запис розташування електронів на енергетичних рівнях і підрівнях атома будь-якого елемента називають його електронною структурою або електронною конфігурацією атома?



2. Електронну структуру атома якого елемента попереднього періоду повторює будова внутрішніх енергетичних рівнів елементів кожного нового періоду?
3. Чому перший період містить усього два хімічних елементи, а другий — вісім?
4. Скільки електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні атомів таких елементів: а) Літію, Карбону, Фтору; б) Натрію, Силіцію, Хлору?
5. Назвіть два елементи, в атомах яких завершено всі енергетичні рівні.
- *6. Напишіть електронну структуру атома Оксигену. В атомі ще якого елемента другого періоду є таке саме число неспарених електронів?
- *7. Ураховуючи порядок заповнення електронних орбіталей електронами, складіть схеми електронних конфігурацій атомів елементів № 6 і № 9.
8. Виконуючи самостійну роботу зі складання схеми розміщення електронів в атомі Нітрогену, учні написали таке:



Чи правильні такі записи? Поясніть свою думку та зобразіть правильні схеми в зошиті.

9. У чому полягає суть принципу мінімальної енергії? Як конкретно цей принцип розкрито в правилах Клечковського?
10. Як заповнюються електронами орбіталі атома відповідно до правила Хунда?
11. Зобразіть електронні структури атомів:
 - а) Сульфуру, Фтору, Натрію;
 - б) Силіцію, Нітрогену, Карбону;
 - в) Алюмінію, Оксигену, Аргону;
 - г) Бору, Магнію, Берилію.

В атомах яких елементів заповнення поодинокими електронами вільних орбіталей відповідає максимальному числу згідно з правилом Хунда? До якої родини елементів (*s*-, *p*- або *d*-) відносять атоми кожного з елементів?

§ 17. Порядок заповнення енергетичних рівнів атомів елементів великих періодів. Довга форма періодичної системи хімічних елементів.

Поняття про радіус атома

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- у якій послідовності заповнюються електронами орбіталі атомів елементів четвертого періоду періодичної системи;
- чим довга форма періодичної системи відрізняється від короткої;
- що таке радіус атома.

Порядок заповнення енергетичних рівнів атомів елементів великих періодів. На початку *четвертого періоду* періодичної системи стоїть елемент Калій К. Після заповнення шістьма електронами 3p-підрівня атома Аргону Ar (табл. 9, с. 68) в атомі Калію починає заповнюватися 4s-орбіталь, а не вільні 3d-орбіталі (табл. 10). Це відбувається тому, що для 4s-підрівня сума квантових чисел $n + l = 4 + 0 = 4$, а для 3d-підрівня сума $n + l = 3 + 2 = 5$ (табл. 11, с. 72). Відповідні електронні структури атомів Калію та Кальцію такі: К — $[\text{Ar}]4s^1$ і Са — $[\text{Ar}]4s^2$.

Після заповнення 4s-підрівня, згідно з другим правилом Клечковського, електрони послідовно заповнюють енергетичний підрівень 3d в атомів від Скандію Sc до Цинку Zn. Виняток — елементи Хром Cr і Купрум Cu, в атомах яких порядок заповнення

Таблиця 10

Формування електронних структур атомів елементів перших чотирьох періодів за правилами Клечковського

Період	Сума $(n + l)$	Послідовність заповнення енергетичних підрівнів	Число електронів на підрівні											
			1	2	3	4	5	6	7	8	9	10		
1	1	1s	H	He	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
2	2	2s	Li	Be	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
	3	2p	B	C	N	O	F	Ne	—	—	—	—	—	
3	3	3s	Na	Mg	—	—	—	—	—	—	—	—	—	
	4	3p	Al	Si	P	S	Cl	Ar	—	—	—	—		
4	4	4s	K	Ca	—	—	—	—	—	—	—	—	—	
	5	3d	Sc	Ti	V	—	Cr, Mn	Fe	Co	Ni	—	Cu, Zn		
	5	4p	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	—	—	—	—		
5	5	5s	Rb	Sr										
	6	4d												
	6	5p												

Сума квантових чисел ($n + l$) енергетичних підрівнів

Значення n	Значення l	Значення суми ($n + l$)	Енергетичний підрівень
1	0	$1 + 0 = 1$	1s
2	0	$2 + 0 = 2$	2s
	1	$2 + 1 = 3$	2p
3	0	$3 + 0 = 3$	3s
	1	$3 + 1 = 4$	3p
	2	$3 + 2 = 5$	3d
4	0	$4 + 0 = 4$	4s
	1	$4 + 1 = 5$	4p
	2	$4 + 2 = 6$	4d
	3	$4 + 3 = 7$	4f
5	0	$5 + 0 = 5$	5s

3d-підрівня порушується: електрон зовнішнього 4s-підрівня переходить на 3d-підрівень (див. форзац). Отже, якщо в атомі Ванадію V порядок заповнення підрівнів електронами такий: $3d^3 4s^2$, то в атомі Хрому повинен бути — $3d^4 4s^2$, а насправді — $3d^5 4s^1$. В атомі Купруму має бути такий порядок заповнення — $3d^9 4s^2$, а насправді такий: $3d^{10} 4s^1$.

Нарешті, після заповнення 3d- і 4s-підрівнів в атомі Цинку відбувається заповнення 4p-підрівня. Останній має таке саме значення суми квантових чисел $n + l = 5$, як і 3d-підрівень. Однак значення n у них різні: так, для 3d-підрівня $n = 3$, а для 4p-підрівня $n = 4$. Тому починає заповнюватися 4p-підрівень в атомі Галію: Ga — $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^1$. Заповнення 4p-підрівня закінчується в атомі Криptonу: Kr — $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^6$.

В атомів елементів *n'*-того періоду Рубідію та Стронцію заповнюється 5s-підрівень: Sr — $[\text{Kr}]5s^2$.

Хімічні елементи, в атомах яких в останню чергу відбувається заповнення s-, p-, d- або f-підрівнів, називають відповідно s-, p-, d- та f-елементами. Кожний період періодичної системи, крім першого, починається s-елементом і закінчується p-елементом. f-Елементи (лантаноїди та актиноїди) винесено за межі періодичної системи короткої форми (див. форзац). Малі періоди та головні підгрупи складаються лише з s- і p-елементів. Усі d- і f-елементи розташовані в побічних підгрупах великих періодів.

Довга форма періодичної системи. У короткій, або 8-клітинковій, формі періодичної системи елементи головних і побічних підгруп розташовані в різних рядах одного періоду. У довгій, або 18-клітинковій, формі (табл. 12) відсутні побічні підгрупи, через те що d-елементи займають клітинки між s- і p-елементами.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА (ДОВГА ФОРМА)

Період	Символ елемента																	Порядковий номер
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VI	VII	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA		
1	1 H 1,00794																2 He 4,002602	
2	3 Li 6,941	4 Be 9,012182															10 Ne 20,1797	
3	11 Na 22,989769	12 Mg 24,30467															18 Ar 39,948	
4	19 K 39,09831	20 Ca 40,078	21 Sc 44,955912	22 Ti 47,88	23 V 50,9415	24 Cr 51,99616	25 Mn 54,938044	26 Fe 55,845	27 Co 58,933195	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,7234	32 Ge 72,64	33 As 74,971621	34 Se 78,96	36 Kr 83,80	
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,90584	40 Zr 91,224	41 Nb 92,90638	42 Mo 95,94	43 Tc 97,9072	44 Ru 101,072	45 Rh 102,9055	46 Pd 106,421	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,757	52 Te 127,603	54 Xe 131,29	
6	55 Cs 132,90545	56 Ba 137,327	57-71 La-Lu	72 Hf 178,49	73 Ta 180,9479	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,222	78 Pt 195,084	79 Au 196,96657	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,9804	84 Po 209	85 At 209	86 Rn 222,0176
7	87 Fr 223,019	88 Ra 226,0254	89-103 Ac-Lr	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 262	108 Hs 265	109 Mt 266	110 Ds 269	111 Rg 272	112 Cn 285	113 Uut 284	114 Uuq 289	115 Uup 288	116 Uuh 292	117 Uus 295	118 Uuo 294
	57 La 138,90547	58 Ce 140,12	59 Pr 140,90764	60 Nd 144,242	61 Pm 144,9128	62 Sm 150,36	63 Eu 151,9641	64 Gd 157,25	65 Tb 158,9251	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93032	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,045	71 Lu 174,967			
	89 Ac 227,028	90 Th 232,038	91 Pa 231,0369	92 U 238,0289	93 Np 237,0482	94 Pu 244,0642	95 Am 243,0614	96 Cm 247,06	97 Bk 247,065	98 Cf 251,083	99 Es 252,083	100 Fm 257,105	101 Md 258,106	102 No 259,109	103 Lr 260,104			

* Лантаноїди

** Актиноїди

Схожість елементів, які знаходяться в різних підгрупах однієї групи в напівдовгій формі, виражається в тому, що відповідним підгрупам дають однакові номери, але з різними буквами: головним підгрупам — А, побічним — Б. Таким чином, періодична система такої форми містить 16 груп. А- і Б-групи об'єднують елементи в так звані *родини електронних аналогів*, які мають схожість і електронної структури, і хімічних властивостей.

Алгоритм складання електронних формул і схем атомів

1. Елемент, порядковий номер і символ.
2. Положення елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа).
3. Кількість електронів, число енергетичних рівнів і підрівнів в атомі.
4. Послідовність заповнення електронних орбіталей електронами.
5. Складання електронних формул і схеми атома елемента.

Поняття про радіус атома. Через те що електронна структура атомів хімічних елементів змінюється періодично зі зростанням заряду їхніх ядер, усі характеристики, які визначаються електронною будовою, закономірно змінюються по періодах і групах періодичної системи. У цьому полягає фізична суть періодичного закону Д. І. Менделєєва. До таких характеристик відносять, зокрема, радіус атома.

Відповідно до сучасних уявлень про будову атома ізольований атом не має точно визначеного розміру, оскільки його електронна оболонка стає дуже розмитою вже на відстані кількох нанометрів від ядра (рис. 9, с. 51). Це вказує на те, що визначити абсолютні розміри атомів практично неможливо. Можна говорити лише про *радіуси атомів*, які визначають за між'ядерними відстанями в кристалах або молекулах.

Радіуси перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер і будови електронних оболонок атомів. Вони мають максимальне значення в атомів елементів, які стоять на початку періоду, а потім дещо зменшуються при переході зліва направо (рис. 15). Наприклад, в атомі Літію, з якого починається другий період, заряд ядра $+3$ і на зовнішньому енергетичному рівні міститься один електрон, а в атомі Неону, яким завершується цей період, заряд ядра $+10$ і вісім зовнішніх електронів. Зі збільшенням заряду ядра притягання електронів до нього зростає і радіуси атомів зменшуються: наприклад, радіус атома Літію



























Номер групи							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
							
0,037							0,050
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
							
0,152	0,111	0,088	0,077	0,070	0,066	0,064	0,070
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
							
0,186	0,160	0,143	0,117	0,110	0,104	0,099	0,094
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
							
0,231	0,197	0,122	0,122	0,121	0,117	0,114	0,109

Рис. 15. Радіуси атомів деяких хімічних елементів (значення наведено в нанометрах)

дорівнює 0,159 нм, а радіус атома Неону — уже 0,036 нм (див. рис. 15). Таким чином, найменші радіуси мають атоми, якими завершуються періоди: відбувається немовби стиснення атомів.

Така закономірність у змінні атомних радіусів пов'язана з послідовним збільшенням заряду ядра й відповідно числа електронів, а отже, і з більшою силою їхнього взаємного притягання. Це спричиняє спадання металічних властивостей елементів та простих речовин і зростання неметалічних. Найтипівіші металічні елементи розташовані на початку періодів, а найтипівіші неметалічні — у кінці. Завершується кожний період інертним газом, атом якого має найменший радіус.

Радіус атома Натрію, з якого починається наступний, третій період, знову різко зростає. Збільшення радіусів атомів елементів третього періоду зумовлене тим, що в них починається заповнення нового енергетичного рівня.

Отже, розміри атомів визначаються зарядом ядра та будовою електронної оболонки. Тому зміна радіусів атомів зі

збільшенням атомного номера (протонного числа) елемента має чітко виражений періодичний характер: у групах розміри атомів зростають, у періодах — зменшуються.

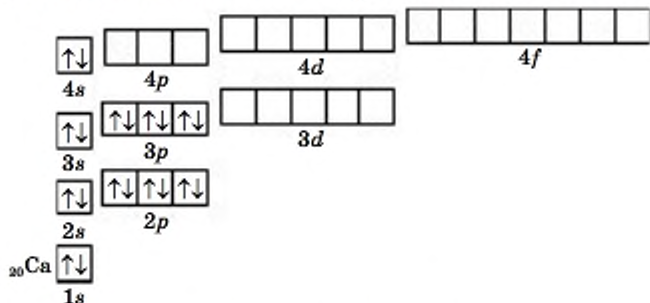
■ Приклади розв'язування задач



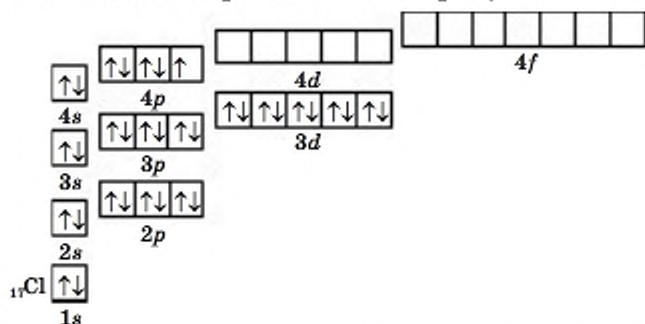
Приклад 1. Визначте електронну структуру атомів Кальцію та Броду. Укажіть тип елементів.

Розв'язання

Складемо схеми квантових комірок для атома Кальцію:



Схеми квантових комірок для атома Броду:

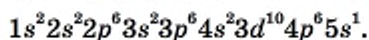


Кальцій — *s*-елемент, оскільки у його атомі останнім заповнюється *s*-підрівень. Бром — *p*-елемент, бо у його атомі не повністю заповнений *p*-підрівень. Порівняйте з позначенням цих елементів у періодичній системі, наведеній на форзаці.

Приклад 2. Електронна формула атома Криптон ${}_{36}\text{Kr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$. Яка електронна формула атома Рубідію ${}_{37}\text{Rb}$?

Розв'язання

Запишемо електронну формулу атома Рубідію:



У разі заповнення *d*-підрівня третього енергетичного рівня останнім електроном запас його енергії, згідно з правилом Клечковського, характеризується такою сумою квантових чисел:

$(n + l) = 3 + 2 = 5$, а в разі заповнення s -підрівня четвертого енергетичного рівня — сумою $(n + l) = 4 + 0 = 4$. Отже, наведена електронна формула атома Рубідію відповідає правилу Клечковського, через те що сума чисел $(n + l)$ $4s$ -електрона менша від суми $(n + l)$ $3d$ -електрона.

■ Запитання та завдання



- У чому полягає особливість заповнення електронами енергетичних рівнів в атомах елементів великих періодів?
- Скільки енергетичних рівнів зайнято електронами в атомах:
 - Літію, Натрію, Калію;
 - Берилію, Магнію, Кальцію;
 - Флуору, Хлору, Бромю?
- Які елементи об'єднують у так звані родини електронних аналогів? Чому? Наведіть приклади.
- Який із підрівнів заповнюється в першу чергу:
 - $5s$ або $4d$;
 - $3d$ або $4s$?
- Укажіть електронну структуру зовнішніх енергетичних рівнів атомів таких елементів:

а) № 20, 32, 39;	б) № 22, 36, 55;
в) № 35, 37, 48;	г) № 26, 51, 56;
г) № 24, 33, 55;	д) № 38, 40, 31.
- * Визначте елементи за такими електронними структурами:

а) $3s^2 3p^3$;	б) $4s^2 3d^7$;
в) $5s^2 4d^{10} 5p^4$;	г) $5s^1 4d^6$;
г) $5s^2 4d^4$;	д) $5s^2 4d^{10} 5p^2$;
е) $6s^2 5d^7$;	е) $5s^2 4d^5$.
- Чим довга форма періодичної системи відрізняються від короткої?
- У яких одиницях виміру визначають радіуси атомів? У скільки разів один нанометр менший за один метр?
- Як змінюються розміри атомів у періодах? у групах перших трьох періодів періодичної системи елементів?
- Чому в разі переходу від останнього елемента певного періоду до першого елемента наступного періоду радіуси атомів різко зростають?

§ 18. Характеристика елемента за місцем у періодичній системі та будовою атома

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як на підставі положення хімічного елемента в періодичній системі та будови його атома можна визначити, металічні чи неметалічні властивості він виявлятиме в хімічних реакціях.

Аналіз інформації, закладеної в періодичній системі елементів, указує на те, що коли провести уявну діагональну лінію від Бору через Арсен до Астату, то в лівому нижньому куті будуть розташовані елементи з яскраво вираженими металічними властивостями (схема 2).

Число металічних елементів, починаючи з другого періоду, зростає зі збільшенням номера періоду. Так, у другому періоді тільки два металічних елементи (Li, Be), у третьому — три (Na, Mg, Al), а в четвертому — уже тринадцять (K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga) і т. ін.

Елементи головних підгруп, розташовані в правому верхньому куті системи, є неметалічними, елементи побічних підгруп — металічні.

Схема 2



Інертні елементи (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) характеризуються восьмиелектронною зовнішньою оболонкою, а тому у вигляді простих речовин вони одноатомні. Галогени, азот, кисень і водень існують у вигляді двоатомних молекул.

Уздовж діагональної лінії розташовані елементи, які можуть виявляти як металічні, так і неметалічні властивості.

Якщо порівнювати властивості хімічних елементів та утворених ними простих речовин, а також сполук цих елементів із Гідрогеном і Оксигеном, то можна зробити такі висновки:

1) більшість елементів періодичної системи є металічними, вони розташовані у I, II, III групах, а також утворюють побічні підгрупи III–VIII груп. На зовнішньому енергетичному рівні атомів металічних елементів міститься 1, 2, 3, рідко 4 (Pb, Sn) і навіть 5 (Sb, Bi) електронів.

Неметалічні елементи відрізняються від металічних тим, що на зовнішньому енергетичному рівні у їхніх атомів перебувають 4, 5, 6, 7 або 8 електронів;

2) хімічні елементи (за винятком He, Ne та Ar) утворюють сполуки з Гідрогеном та Оксигеном. Їхні фізичні властивості (агрегатний стан за звичайних умов) змінюються таким чином: LiH, NaH, BeH₂, MgH₂, CaH₂ — тверді; CH₄, SiH₄, NH₃, PH₃ — легкі сполуки Гідрогеном; оксиди Li₂O, Na₂O, BeO, MgO, CaO — тверді, CO₂, NO₂, SO₂ — легкі сполуки з Оксигеном;

3) для металічних елементів характерно утворення основних оксидів та основ, для неметалічних — кислотних оксидів і кислот. У періодах зліва направо основний характер оксидів і гідроксидів поступово послаблюється. До кінця періоду підсилюються кислотні властивості. У кожній головній підгрупі (крім VIII) зверху вниз підсилюється основний характер оксидів і гідроксидів, кислотні ж властивості послаблюються.

Отже, на підставі положення хімічного елемента в періодичній системі та будови атома можна спрогнозувати властивості відомого елемента та його сполук, а також передбачити відкриття невідомих елементів. Характеристику атомів хімічних елементів можна дати за таким планом.

Алгоритм складання плану-характеристики хімічного елемента

1. Хімічний символ і назва елемента.
2. Положення елемента в періодичній системі елементів:
 - а) атомний номер;
 - б) номер періоду та групи;
 - в) головна чи побічна підгрупа (у випадку короткої форми).

3. Будова атома хімічного елемента:
 - а) заряд ядра атома, число протонів і нейтронів, відносна атомна маса;
 - б) загальне число електронів;
 - в) число енергетичних рівнів;
 - г) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні;
 - г) схема будови електронної оболонки атома.
4. Властивості атомів елемента:
 - а) металічні;
 - б) неметалічні.
5. Формули й властивості сполук з Оксигеном і Гідроеном, у яких елемент виявляє валентність, що дорівнює номеру групи.
6. Порівняння властивостей елемента та його сполук із властивостями сусідніх елементів.

Охарактеризуємо, наприклад, елемент Фосфор. Його хімічний символ Р.

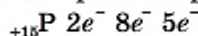
Атомний номер $Z = 15$. Отже, заряд ядра його атома $+15$, у ядрі атома містяться 15 протонів. Через те що атом електронейтральний, загальне число електронів, які рухаються навколо ядра, теж дорівнює 15. Число нейтронів у ядрі атома Фосфора (ізоп із масовим числом 31) дорівнює різниці між масовим числом і числом протонів у ядрі: $31 - 15 = 16$.

Фосфор розташований у третьому періоді та головній підгрупі V групи періодичної системи. Його атоми мають на зовнішньому енергетичному рівні п'ять електронів — максимальне число, яке дорівнює номеру групи. Саме ці електрони, які ще називають валентними, беруть участь в утворенні сполук з атомами інших елементів.

Вищий оксид Фосфору має формулу P_2O_5 і кислотний характер, летка сполука з Гідроеном — PH_3 (див. форзац).

Для того щоб дати більш повну характеристику елемента, слід порівняти його властивості та властивості його сполук із властивостями елементів-сусідів по періоду (із Si і S) і з елементами-аналогами по підгрупі (з N і As).

Фосфор — елемент третього періоду, тому 15 електронів атома Фосфору розташовані на трьох енергетичних рівнях:



Через те що на зовнішньому рівні атома Фосфору міститься п'ять електронів, він має неметалічні властивості.

На даному прикладі ви переконалися, як багато корисної інформації про властивості хімічного елемента та його сполук можна отримати з періодичної системи. Хіміки постійно користуються нею як стислим довідковим посібником.



1. Охарактеризуйте за наведеним планом елементи з атомними номерами 9, 11, 34, виходячи з їхнього положення в періодичній системі елементів і будови атома.
- * 2. Елемент шостого періоду утворює з Оксигеном оксид складу EO , який взаємодіє з водою з утворенням лугу, газоподібних гідрогенових сполук немає (див. коротку форму періодичної системи, наведену на форзаці). Що це за елемент і до якої групи та підгрупи періодичної системи він належить?
3. Розташуйте за посиленням металічних властивостей символи таких елементів: а) Алюміній, Натрій, Магній; б) Кальцій, Барій, Стронцій.
4. Розташуйте за посиленням неметалічних властивостей символи таких елементів: а) Телур, Сульфур, Селен; б) Бром, Хлор, Флуор.

§ 19. Значення періодичного закону для наукового розуміння природи та розвитку науки

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- у чому полягає наукове значення періодичного закону;
- як, спираючись на періодичний закон, учені відкривають нові хімічні елементи.

Як один з основних законів природи періодичний закон Д. І. Менделєєва справив великий вплив на розвиток багатьох фундаментальних наук. На підставі періодичного закону систематизовано експериментальний матеріал із хімії та фізики й передбачено нові закономірності в галузі будови атомного ядра, фізики атомів та молекул, фізики твердих тіл і рідин, геофізики, а також в інших галузях природознавства. Хімія перестала бути наукою, яка лише описувала властивості простих речовин та сполук. З відкриттям періодичного закону стало можливим наукове передбачення.

Так, у процесі роботи над періодичною системою Д. І. Менделєєв передбачив існування 11 нових елементів. Точність передбачення залежала, перш за все, від ступеня точності визначення властивостей тих елементів, в оточенні яких був розташований невідомий

науці (тобто ще не відкритий) елемент. Наукова об'єктивність такого підходу підтвердилася відкриттям елементів Галію, Скандію та Германію. На підставі періодичного закону було виправлено значення атомних мас багатьох елементів. Д. І. Менделєєв уточнив значення атомних мас 20 елементів, після чого ці елементи зайняли свої місця в періодичній системі.

Д. І. Менделєєв більш ніж за 100 років до відкриття трансуранових елементів зміг передбачити їхнє існування. Протягом усіх років після відкриття закону підтверджувалися передбачення Д. І. Менделєєва. Історія науки не знає аналогів подібного тріумфу.

Ґрунтуючись на періодичному законі й періодичній системі Д. І. Менделєєва, почало швидко розвиватися вчення про будову атома. Воно розкрило фізичну суть періодичного закону й пояснило порядок розташування елементів у періодичній системі. У 1921 році датський учений Н. Бор показав, що елемент з атомним номером $Z = 72$, існування якого передбачив Д. І. Менделєєв, повинен мати будову атома, яка аналогічна будові атома Цирконію, і тому його треба шукати серед мінералів Цирконію. Уже через рік цей елемент було відкрито в руді Цирконію й названо Гафнієм.

Учення про будову атома сприяло відкриттю атомної енергії та розвитку ядерної фізики. Свідченням її численних успіхів є те, що тільки за останні 20 років синтезовано 16 елементів з атомними номерами 102–118. Дослідити їхні властивості, так само як і одержати, було б неможливо без знання закономірностей взаємозв'язку хімічних елементів, установлених завдяки відкриттю періодичного закону.

Періодичний закон і періодична система є основою вирішення сучасних проблем хімічної науки та промисловості, що стосуються одержання нових полімерних і напівпровідникових матеріалів, речовин із заздалегідь заданими властивостями, а також проблем з використання ядерної енергії, дослідження Землі, Усесвіту.

■ Запитання та завдання

1. У чому полягає значення періодичного закону?
- * 2. Як ви розумієте слова Д. І. Менделєєва: «Періодичному закону майбутнє не погрожує зруйнуванням, а тільки надбудову й розвиток обіцяє»?
3. Яка формула вищого оксиду Хлору:
а) Cl_2O ; б) ClO_2 ; в) ClO_3 ; г) Cl_2O_7 ?



* Трансуранові елементи — це хімічні елементи, які розташовані в періодичній системі після Урану, тобто з атомним номером, більшим за 92.

4. Яка формула сполуки Сульфуру з Гідрогеном:
 а) HS ; б) H_2S ; в) H_3S ; г) H_4S ?
5. Чи правильним є твердження, що формулу E_2O_7 мають:
 а) усі оксиди елементів VII групи; б) усі оксиди елементів головної підгрупи VII групи; в) усі оксиди елементів побічної підгрупи VII групи; г) вищі оксиди елементів VII групи (за винятком Флуору)?
6. Атоми Нітрогену та Фосфору мають: а) однакову кількість енергетичних рівнів; б) однакове число протонів у ядрі; в) однакові радіуси; г) однакове число електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Тестові завдання

1. Періодичність зміни властивостей хімічних елементів є результатом
 А збільшення числа електронів в атомах
 Б зростання зарядів атомних ядер
 В збільшення атомної маси
 Г періодичної зміни електронних структур атомів
2. Періодична система (короткої форми) має
 А 10 періодів і 8 груп
 Б 7 періодів і 18 груп
 В 7 періодів і 8 груп
 Г 7 періодів та 11 груп
3. Атомний (порядковий) номер хімічного елемента визначає
 А число нейтронів у ядрі атома
 Б число енергетичних рівнів
 В число електронів в атомі
 Г форму електронних орбіталей
4. Число нейтронів у ядрах кожного з ізотопів ^{26}E , ^{27}E , ^{28}E дорівнює 14. До цих елементів слід віднести
 А Алюміній, Силіцій, Магній
 Б Силіцій, Фосфор, Алюміній
 В Алюміній, Магній, Силіцій
 Г Магній, Алюміній, Силіцій
5. Ядро атома хімічного елемента має 19 протонів. Розподіл електронів по енергетичних рівнях в атомах цього елемента відповідає ряду чисел
 А 2, 7, 6, 4
 Б 2, 8, 8, 1
 В 2, 8, 6, 3
 Г 2, 6, 10, 1

6. Хімічний елемент розташований у третьому періоді головної підгрупи VII групи. Розподіл електронів по енергетичних рівнях в атомах цього елемента відповідає ряду чисел
- А 2, 8, 2
 - Б 2, 8, 4
 - В 2, 8, 7
 - Г 2, 8, 8
7. Розподіл електронів по орбіталях атома в його нормальному стані визначається
- А принципом найменшої енергії
 - Б правилом Клечковського
 - В правилом Хунда
 - Г принципом Паулі
8. Геометричну форму електронних орбіталей характеризує
- А сума чисел $(n + l)$
 - Б головне квантове число n
 - В різниця чисел $(n - l)$
 - Г побічне квантове число l
9. Атом елемента має 18 протонів у ядрі. Скільки заповнених орбіталей на його енергетичних рівнях?
- А 9
 - Б 12
 - В 15
 - Г 18
10. Число неспарених електронів в нормальному стані атома, ядро якого містить 15 протонів, дорівнює
- А 5
 - Б 3
 - В 2
 - Г 1
11. Елемент за яким атомним номером із наведених нижче має найбільший атомний радіус?
- А 18
 - Б 16
 - В 14
 - Г 12

12. Із наведених нижче формул виберіть ту, яка відповідає *s*-елементу
- А $[\text{Ar}]4s^23d^6$
 - Б $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$
 - В $[\text{Ar}]4s^2$
13. Запишіть назву елемента, атом якого має таку будову двох останніх енергетичних рівнів:
- $$3s^23p^64s^23d^{10}.$$
- А Кальцій
 - Б Ферум
 - В Купрум
 - Г Цинк
14. Шістнадцять електронів на третьому енергетичному рівні в нормальному стані має атом
- А Калію
 - Б Ніколу
 - В Цинку
 - Г Хрому
15. Елемент, атом якого в нормальному стані має найбільше число неспарених електронів, це
- А Силіцій
 - Б Фосфор
 - В Сульфур
 - Г Хлор
16. Електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня $3s^23p^5$ має атом
- А Магнію
 - Б Силіцію
 - В Фосфору
 - Г Хлору
17. Скільки електронів перебуває на *2p*-підрівні атома Оксигену?
- А 2
 - Б 4
 - В 6
 - Г 8
18. Гантелеподібну форму мають
- А *s*-орбіталі
 - Б *p*-орбіталі
 - В *d*-орбіталі
 - Г *f*-орбіталі

19. Визначте, який з елементів не є *d*-елементом.

- А Cu
- Б Са
- В Тi
- Г Со

20. Який з наведених елементів має найсильніше виражені металічні властивості?

- А Cu
- Б Al
- В Fe
- Г Са

Найважливіше в розділі 2

- Перші спроби класифікації хімічних елементів привели до відокремлення природних груп (родин) подібних елементів, наприклад лужних елементів, галогенів, інертних газів.
- Розташували елементи в порядку зростання їхніх відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв сформулював періодичний закон: властивості хімічних елементів, а також утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від відповідних атомних мас елементів.
- На періодичному законі базується періодична система — класифікація хімічних елементів, яку наводять у формі таблиці. Ряд елементів, розташованих у порядку зростання їхніх атомних мас, який розпочинається з Гідрогену або лужного елемента й закінчується інертним газом, називають періодом, а розташованих у вертикальних стовпцях — групами.
- Кожну групу хімічних елементів у короткій формі періодичної системи поділяють на дві підгрупи — головну (А) й побічну (Б). У головну підгрупу входять елементи як малих, так і великих періодів, а в побічну — елементи лише великих періодів. Елементи, які належать до тієї самої групи, мають подібні властивості.
- Відкритий Д. І. Менделєєвим періодичний закон — одне з найважливіших досягнень хімії. Він дає змогу передбачати властивості нових, ще не відкритих, елементів, а періодична таблиця елементів виконує роль зручного стислого довідника щодо їхніх властивостей.
- Атом — це електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів. Число електронів в атомі дорівнює заряду ядра.

- Майже вся маса атома зосереджена у ядрі, яке займає незначну частину простору всередині атома. Ядро складається з протонів і нейтронів; число протонів дорівнює заряду ядра.
- Хімічний елемент — це вид атомів із певним зарядом ядра, який дорівнює атомному (порядковому) номеру елемента в періодичній системі. Атоми одного й того самого елемента, які відрізняються масою (і кількістю нейтронів у ядрі), називають ізотопами.
- Електрон одночасно виявляє властивості і частинки, і хвилі. Простір, у якому, найімовірніше, перебуває електрон, називають електронною орбіталлю. На будь-якій орбіталі може бути не більше двох електронів. Орбіталі різняться формою, орієнтацією в просторі та енергією. Орбіталі з однаковою енергією утворюють енергетичні підрівні, а кілька орбіталей із близькою енергією — енергетичний рівень. Електрони займають енергетичні рівні послідовно, у порядку збільшення їхньої енергії.
- Властивості елемента й утворених ним сполук визначаються електронною будовою його атомів.
- Вивчення будови атома дало можливість навести сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва: властивості хімічних елементів, а також утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів атомних ядер.
- Періодична зміна властивостей елементів та утворених ними сполук зумовлена періодичною повторюваністю будови зовнішнього енергетичного рівня їхніх атомів.

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

§ 20. Природа хімічного зв'язку

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чому атоми об'єднуються в молекули, йони, кристали;
- чому деякі елементи не утворюють молекул ні за яких умов;
- як здійснюється хімічний зв'язок між атомами.

Хімія — це наука, одним із найважливіших завдань якої є вивчення механізму утворення, складу й будови речовини. Тому вчені постійно замислювалися над проблемою, чому в більшості випадків атоми різних елементів існують не самі по собі, нарізно, а сполучаються з іншими атомами й утворюють молекули (O_2 , O_3 , P_4 , S_8), йони (PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , $B_4O_7^{2-}$), кристали (наприклад, Na_6Cl_6 або спрощено $NaCl$). І лише атоми таких інертних елементів, як Гелій He , Неон Ne та Аргон Ar , не сполучаються ані між собою, ані з атомами інших елементів. Відповіді на це запитання стало можливим тільки після відкриття складної структури атома й встановлення будови його електронних оболонок (енергетичних рівнів).

Нагадаємо, що атоми інертних елементів Неону Ne , Аргону Ar , Криптонію Kr , Ксенону Xe , Радону Rn мають на зовнішньому енергетичному рівні максимальне число електронів, яке дорівнює восьми. Тільки атом Гелію має два, бо в нього всього один енергетичний рівень, який може вмістити не більше двох електронів.

Електронні структури зовнішніх енергетичних рівнів тих атомів, що складаються з максимального числа електронів (двох — в елементів першого періоду та восьми — в елементів решти семи періодів періодичної системи елементів), назвали *стабільними*, або *завершеними*. Цим пояснили хімічну інертність благородних газів He , Ne та Ar , тобто їхню неспроможність до сполучення з іншими атомами для завершення своїх зовнішніх енергетичних рівнів, бо всі вони в них завершені.

Атом Гідрогену має менше ніж два електрони, а атоми решти елементів — менше ніж вісім. Через це такі атоми намагаються набути електронної структури інертних елементів, тобто перейти в стійкіший стан. Це можна здійснити в разі взаємодії атомів між собою.

Сили, які об'єднують окремі атоми під час їхнього зіткнення й подальшої взаємодії в сполуку (молекули, йони або кристали), називають *хімічним зв'язком*.

Взаємодію між атомами пояснюють тим, що вони намагаються завершити свої зовнішні енергетичні рівні до двох- або восьмиелектронної структури, оскільки така структура має найменшу енергію, а отже, є стабільною.

Електрони, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку, тобто створенні завершеної електронної структури атомів, називають *валентними*. Валентні електрони — це неспарені електрони зовнішнього енергетичного рівня. До них відносять і ті спарені електрони, що спроможні розпарюватися й розміщуватися на вільних орбіталях.

Розглянемо процес утворення молекули водню H_2 . Атом Гідрогену містить усього один електрон, який розташований на першому енергетичному рівні й займає $1s$ -орбіталь. Під час зближення двох атомів Гідрогену, що мають електрони з протилежними спінами, позитивно заряджене ядро одного атома притягує не тільки свій електрон, але й електрон другого атома, і навпаки.

Отже, кожний із двох електронів притягується одночасно двома ядрами (рис. 16). Це і є причиною того, що атоми утримуються разом.

Нарешті атоми опиняються на певній відстані один від одного. Дві електронні хмари об'єднуються у єдину електронну хмару молекули (рис. 17). Електронна густина між ядрами атомів збільшується, тобто кожний із двох електронів більшу частину часу проводить у просторі між ядрами. Електронна структура кожного з атомів Гідрогену доповнюється до структури атома Гелію. Утворюється хімічний зв'язок.

Виникає запитання: *чому ці атоми взаємодіють?* У взаємодії атомів виявляється одна із загальних закономірностей природи: переважна більшість систем намагається зменшити свою енергію, щоб набути більшої стійкості. Окремі атоми мають



Рис. 16. Взаємодія двох атомів Гідрогену

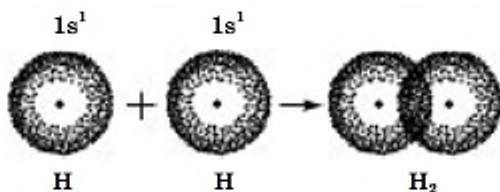


Рис. 17. Утворення електронної хмари молекули водню H_2 через перекриття електронних хмар атомів

деякий запас енергії. Під час утворення зв'язку між цими атомами частина енергії виділяється. Молекула має менший запас енергії, а тому вона стійкіша, ніж атоми.

На якій відстані між ядрами атомів досягається максимальне перекривання їхніх електронних хмар? Ця відстань є порівнянною з розмірами атомів і в молекулі водню H_2 становить 0,076 нм (або $7,6 \cdot 10^{-11}$ м). Саме завдяки цій відстані між ядрами атомів енергія молекули є мінімальною.

Не всі атоми можуть взаємодіяти між собою. Трапляється так, що під час зближення атомів, наприклад Гелію, їхні електронні хмари не перекриваються, спільна енергія зростає й молекула утворитися не може. Це відбувається через те, що в атомів Гелію зовнішній енергетичний рівень завершений і їм не потрібні електрони інших атомів.

■ Запитання та завдання

1. Чому число відомих молекул набагато перевищує число хімічних елементів?
2. Яка елементарна частинка бере участь в утворенні хімічного зв'язку?
3. Що таке хімічний зв'язок? Чому він утворюється?
4. Чому атоми одних елементів взаємодіють між собою, а інші — ні?
5. Скільки електронів не вистачає до восьми в атомах Нітрогену, Карбону, Сульфуру, Хлору?
6. Які електронні структури зовнішніх енергетичних рівнів атомів називають стабільними, або завершеними? В атомах яких елементів вони реалізуються? Наведіть приклади.
7. Як називають сили, що сполучають окремі атоми під час їхнього зіткнення?
8. Як називають електрони, що беруть участь в утворенні хімічного зв'язку?
9. Молекула порівняно з атомами, що входять до її складу, має: а) більшу енергію; б) меншу енергію; в) таку саму. Виберіть правильне твердження.



10. Під час утворення хімічного зв'язку між атомами енергія: а) поглинається; б) виділяється. Виберіть правильне твердження.
11. Молекула водню утворюється лише тоді, коли в атомів Гідрогену, що взаємодіють, електрони мають: а) паралельні спіни; б) антипаралельні спіни. Виберіть правильне твердження.
12. У разі утворення хімічного зв'язку електронні хмари атомів, що взаємодіють: а) перекриваються одна одною; б) відштовхуються одна від одної. Виберіть правильне твердження.

§ 21. Утворення неполярного ковалентного зв'язку. Електронні та структурні формули молекул речовин

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

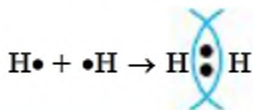
- як утворюються спільні електронні пари;
- що таке одинарний, подвійний, потрійний хімічний зв'язок.

У попередньому параграфі ми з'ясували, що під час утворення молекул атоми намагаються, щоб на їхньому зовнішньому рівні було два або вісім електронів. Як досягти цього? Один із найпоширеніших способів полягає в тому, що неспарені електрони об'єднуються в спільні електронні пари, які одночасно належать обом атомам.

Хімічний зв'язок, який виникає в результаті утворення однієї або кількох пар електронів, спільних для двох атомів, називають ковалентним.

Ковалентні зв'язки наявні в більшості хімічних сполук неметалічних елементів.

Розглянемо утворення ковалентних зв'язків у молекулах деяких простих речовин. Позначимо валентні електрони (електрони зовнішнього енергетичного рівня) атома точками, розташованими зверху або збоку від символу елемента. Тоді процес утворення молекули водню H_2 можна записати у вигляді такої схеми:



Запис формули молекули, у якій указано символи елементів, навколо яких точками позначено валентні електрони всіх атомів, а між ними зв'язувальні електронні пари, називають *електронною формулою*.

Спільну пару електронів можна позначати також двома дужками, що вказує на наявність у сполуці ковалентного хімічного зв'язку.

Спільну пару електронів позначають ще й рисочкою: H—H.

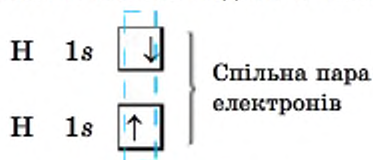


Формулу молекули, у якій кожен спільну електронну пару зображують рисочкою, називають *структурною*.

Електронна та структурна формули показують порядок сполучення атомів у молекулі й число зв'язків між ними.

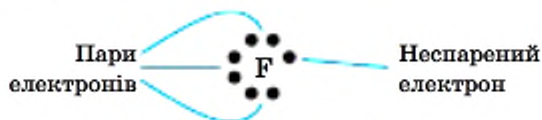
З електронної формули молекули водню H₂ видно, що ^{кож}ному атому одночасно належать два електрони.

Утворення спільної електронної пари в молекулі H₂ через взаємодію 1s-орбіталей можна подати й таким чином:



Зверніть увагу, що стрілки, які позначають неспарені електрони в атомах, спрямовані в протилежних напрямках, оскільки електрони мають протилежні спіни. Це — одна з умов утворення спільної електронної пари.

Атоми неметалічних елементів другого періоду намагаються досягти восьмиелектронної структури. Так, наприклад, атом Флуору має на зовнішньому енергетичному рівні сім електронів ($2s^2 2p^5$) — три електронні пари ($2s^2 2p_x^2 2p_y^2$) та один неспарений електрон ($2p_z^1$):



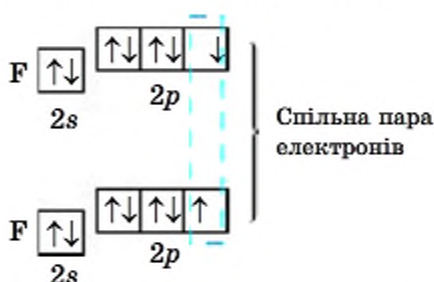
До завершення зовнішнього рівня в атомі Флуору не вистачає одного електрона. Тому під час взаємодії кожний із двох атомів надає в спільне користування по одному неспареному електрону:



Таким чином, на зовнішньому енергетичному рівні в кожного з атомів перебуває по вісім електронів: із них два спільні, що утворюють ковалентний зв'язок, а шість (три пари) не беруть участі в утворенні зв'язку — вони належать лише одному атому.



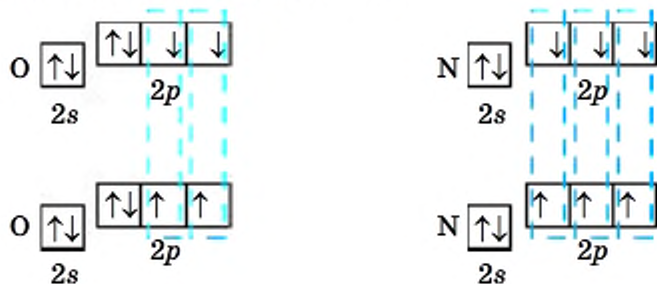
Якщо взяти до уваги розподіл електронів по орбіталях ($2s^2 2p^5$), то утворення зв'язку F—F можна передати таким чином:



Під час взаємодії двох атомів, кожен з яких має декілька неспарених електронів, може утворитися одразу кілька спільних електронних пар. Наприклад, в атомі Нітрогену ($Z = 7$) на зовнішньому енергетичному рівні містяться п'ять електронів, три з яких є неспареними. Саме вони й беруть участь в утворенні трьох спільних електронних пар молекули азоту N_2 . У результаті кожен атом отримує завершений зовнішній енергетичний рівень із восьми електронів:



Покажемо взаємодію $2p$ -орбіталей:



Хімічний зв'язок у N_2 в такому разі позначають трьома рисочками ($N\equiv N$), а в O_2 — двома рисочками ($O=O$).

Зв'язок, утворений однією парою електронів, називають *одинарним*, або простим, двома парами — *подвійним*, або кажуть, що *кратність зв'язку* дорівнює одиниці, двом або, як у молекулі N_2 , трьом. Число спільних пар електронів, утворених атомом даного хімічного елемента з іншими атомами, визначає валентність елемента в даній сполуці. У наших прикладах валентність атома Нітрогену дорівнює трьом, а валентність атомів Гідрогену та Флуору — одиниці.

Ми розглянули утворення молекул простих речовин, які складаються з атомів одного елемента. Однакові атоми притягують валентні електрони з однаковою силою. Отже, спільна електронна хмара розташована симетрично відносно ядер обох атомів, тобто спільна електронна пара однаковою мірою належить обома атомам.

Такий ковалентний зв'язок називають *неполярним*. У всіх речовинах, утворених атомами одного й того самого елемента (наприклад, H_2 , N_2 , O_2 , S_8 , P_4 , Cl_2 тощо), хімічні зв'язки є неполярними.

Гілберт Льюїс (1875–1946)

Один із найвідоміших американських хіміків. Він пояснив виникнення хімічного зв'язку об'єднанням електронів атомів, що взаємодіють між собою, у спільні електронні пари. Це дало можливість ученому по-новому трактувати поняття «валентність».





1. Дайте визначення ковалентного зв'язку. Розгляньте його на прикладі молекули водню H_2 .
2. Який ковалентний зв'язок називають неполярним? Наведіть приклади речовин із неполярним ковалентним зв'язком.
3. Наведіть по одному прикладу молекул з одинарним, подвійним і потрійним ковалентним зв'язком.
4. Який запис формули молекули називають її електронною формулою? Наведіть приклади.
5. Як позначають спільну пару електронів: а) двома дужками, усередині яких точками позначено електрони; б) рисочкою; в) знаком «плюс» або «мінус»?
6. Який запис формули молекули називають її структурною формулою? Наведіть приклади.
7. У разі утворення ковалентного зв'язку атоми неметалічних елементів намагаються утворити восьмиелектронну структуру атома: а) попереднього інертного елемента; б) наступного інертного елемента. Наведіть приклади.
8. Чим визначається кратність хімічного зв'язку? Наведіть приклади.
9. Чому двоатомна молекула водню H_2 стійкіша за окремо взятий атом Гідрогену, а гелій, навпаки, стійкіший в одноатомному стані?
- *10. Який вигляд матиме символ атома Хлору, якщо його валентні електрони позначити точками біля символу? Скільки валентних електронів будуть неспареними? Скільки електронних пар містить: а) атом Хлору; б) молекула хлору?

§ 22. Полярний ковалентний зв'язок. Полярність, довжина, напрямленість ковалентного зв'язку

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чим полярний ковалентний зв'язок відрізняється від неполярного;
- що є мірою полярності зв'язку;
- про основні характеристики ковалентного зв'язку.

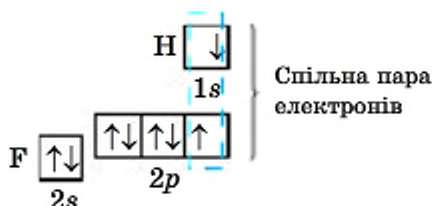
Полярний ковалентний зв'язок. У попередньому параграфі ми розглянули утворення молекул простих речовин із ковалентним неполярним зв'язком. Але ковалентний зв'язок може

виникнути і між атомами різних неметалічних елементів під час їхнього зіткнення.

Розглянемо, як утворюється молекула складної речовини — гідроген фториду HF. Атом Гідрогену має на зовнішньому енергетичному рівні один неспарений електрон, а атому Флуору до завершення зовнішнього енергетичного рівня не вистачає одного електрона. У молекулі гідроген фториду HF атом Н за рахунок чужого електрона завершує свій перший енергетичний рівень, а атом F — другий.



Ураховуючи розподіл електронів по підрівнях в атомів Гідрогену ($1s^1$) і Флуору ($2s^2 2p^5$), утворення ковалентного зв'язку можна подати в такому вигляді:



А як розташовуються спільні електронні пари, утворені в результаті взаємодії між атомами різних неметалічних елементів?

У такому випадку спільні електронні пари зміщуються в бік того атома, який сильніше притягує електрони, тобто виявляє більшою мірою неметалічні властивості. Ковалентний зв'язок, який виникає між атомами різних елементів, називають **полярним**. Чим більше зміщується спільна електронна пара, тим більша **полярність** зв'язку (рис. 18).

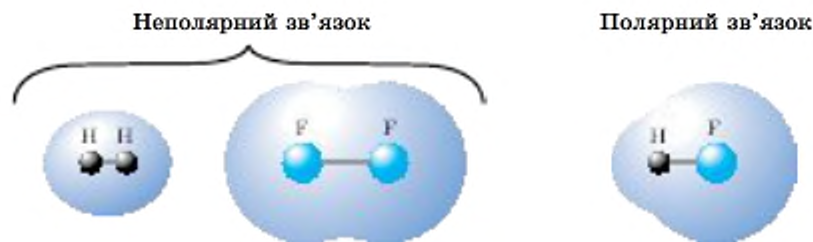


Рис. 18. Електронні хмари неполярного (H—H, F—F) і полярного (H—F, електронна густина зміщена в бік атома Флуору) зв'язків

Для якісної характеристики полярності зв'язку ввели поняття електронегативності елемента.

Електронегативність елемента — це спроможність його атомів притягувати до себе спільні електронні пари в хімічній сполуці.

Для зручності розрахунків замість абсолютних значень електронегативності використовують відносну електронегативність*. Таким чином, це умовна безрозмірна характеристика атома елемента. Позначають грецькою літерою χ (χ). Числові значення відносної електронегативності деяких елементів наведено в таблиці 13.

Таблиця 13

Відносна електронегативність деяких елементів

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,97	1,47	2,01	2,5	3,07	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,93	1,23	1,47	1,90	2,19	2,6	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,91	1,04	1,82	2,02	2,2	2,48	2,74

Зі збільшенням атомного номера елемента та ускладненням електронної структури атома відносна електронегативність зростає: у періодах — зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору. Найменші значення відносної електронегативності мають лужні металічні елементи, найбільшу — галогени.

Чим більша відносна електронегативність елемента, тим сильніше ядра його атомів притягують електрони та важче їх віддають, тобто вона є мірою неметалічних властивостей елемента. Найбільшу відносну електронегативність мають атоми Флуору F (4,0), тому він і є найтипівішим неметалічним елементом. Найменшу відносну електронегативність, що дорівнює 0,7, мають атоми таких елементів, як Цезій Cs і Францій Fr, тому вони і є найтипівішими металічними елементами.

За значенням відносної електронегативності атоми хімічних елементів можна розташувати в ряд, який починається з найактивніших неметалічних елементів і закінчується найактивнішими металічними елементами.

* Докладніше про відносну електронегативність див. § 25.

K Na Ca Mg Fe Zn

H C S Br Cl N O F

Металічні елементи

Неметалічні елементи

Електронегативність зростає

Наприклад, під час утворення молекули гідроген хлориду HCl спільна електронна пара зміститься в напрямку атома Хлору, бо його відносна електронегативність $\chi(\text{Cl}) = 3,0$, а відносна електронегативність атома Гідрогену $\chi(\text{H}) = 2,1$. Умовно це позначають таким чином:



Чим більша різниця відносних електронегативностей ($\Delta\chi$) атомів, сполучених у молекулу, тим сильніше зміщуються спільні електронні пари в напрямку атома більш електронегативного (неметалічного) елемента й тим більша полярність хімічного зв'язку.

У формулах складних сполук хімічний знак менш електронегативного елемента здебільшого пишуть першим, наприклад HCl (виняток NH_3 , CH_4 тощо).

Характеристики ковалентного зв'язку. Крім полярності та кратності, ковалентний зв'язок характеризують і такою його властивістю, як *довжина зв'язку*. Це — відстань між ядрами атомів у молекулі. Атоми наближаються на таку відстань, за якої досягається найбільше перекриття їхніх електронних хмар (0,1–0,2 нм), а енергія молекули стає мінімальною. Найменшою є довжина зв'язку в молекулі водню H_2 — 0,074 нм, тому що атом Гідрогену має найменший радіус. Довжина зв'язку залежить також від того, який це ковалентний зв'язок — одинарний, подвійний чи потрійний (рис. 19).

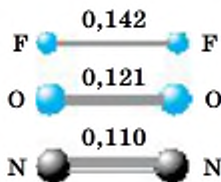


Рис. 19. Порівняння довжин зв'язку (нм) у деяких молекулах на прикладі кулестрижневих моделей (кулі позначають ядра атомів, а стрижні — хімічні зв'язки; у реальних молекулах простір між ядрами заповнений електронними хмарами, які на цих моделях не показано)

Довжина зв'язку в молекулах, утворених атомами елементів одного й того самого періоду, зменшується, якщо число ковалентних зв'язків між ними зростає. Відповідно до цього зростає й міцність зв'язку, а отже, і молекули. Мірою міцності зв'язку є його енергія.

Енергія зв'язку — це кількість енергії, яка потрібна для того, щоб розірвати зв'язок і розділити молекулу на частини.

Енергія молекули завжди менша від сумарної енергії атомів, що її утворюють. Тому під час утворення зв'язку енергія завжди виділяється, а під час розриву поглинається. Різні ковалентні зв'язки мають різну міцність. Так, кількість енергії, яку треба витратити на розрив зв'язку між атомами в молекулі F_2 (одинарний зв'язок) майже в шість разів менша від потрібної для розриву потрібного зв'язку в молекулі N_2 . Хімічний зв'язок тим міцніший (відповідно його енергія тим більша), чим сильніше перекриваються електронні хмари атомів — молекула HF стійкіша за молекулу HI (рис. 20).

Для ковалентних зв'язків характерною є певна їхня **напрявленість** у просторі, оскільки електронні хмари атомів мають певне просторове розташування, або просторову орієнтацію. Геометричну форму молекули визначає намагання електронних пар розміщуватися в просторі якомога далі одна від одної.

Так, будь-яка двоатомна молекула (H_2 , F_2 , HF) має **лінійну форму**, через те що ядра двох атомів завжди перебувають на одній прямій лінії, незалежно від того, які електронні хмари (*s*- або *p*-) беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку (див. рис. 19, 20).

А тепер розглянемо трьохатомну молекулу, наприклад гідроген сульфід H_2S в атомі Сульфуру, електронна конфігурація якого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, два непарних *p*-електрони рухаються по взаємно перпендикулярних орбіталях (наприклад, p_y і p_z). У разі взаємодії з атомами Гідрогену утворюються два

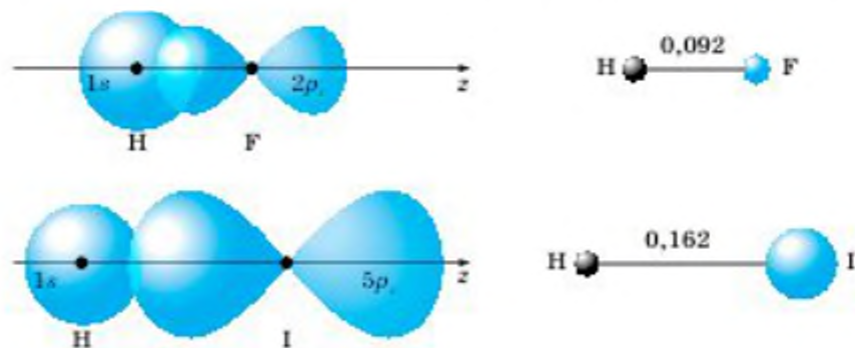


Рис. 20. Перекривання електронних хмар під час утворення хімічного зв'язку (довжину зв'язку наведено в нанометрах)

хімічних зв'язки S—H. У молекулі гідроген сульфіді H_2S вони утворюють кут, який також має дорівнювати 90° . *Кут між зв'язками*, або *валентний кут*, — це кут між умовними лініями, що сполучають хімічно зв'язані атоми. Через взаємне відштовхування електронних хмар атомів Гідрогену валентний кут між його атомами дещо зростає — з 90° до 92° (рис. 21). Таким чином, молекула гідроген сульфіді має *кутову просторову форму*.

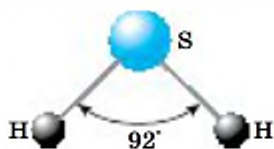


Рис. 21. Модель молекули гідроген сульфіді



Лайнус Полінг
(1901–1994)

Відомий американський хімік і фізик. Його найважливіші наукові роботи присвячені дослідженню будови молекул і природи хімічного зв'язку. Він висунув ідею про гібридизацію (змішування) атомних орбіталей, створив шкалу електронегативності хімічних елементів.

У 1954 р. був удостоєний Нобелівської премії з хімії.

Приклади розв'язування задач



Приклад 1. У молекулі якої сполуки — гідроген фториду чи гідроген хлориду — полярність ковалентного зв'язку вища, якщо $\chi(H) = 2,1$, $\chi(F) = 4,0$, $\chi(Cl) = 3,0$?

Дано:

HF, HCl

$\chi(H) = 2,1$

$\chi(F) = 4,0$

$\chi(Cl) = 3,0$

$\Delta\chi(H-F) = ?$

$\Delta\chi(H-Cl) = ?$

Розв'язання

Визначаємо різницю електронегативностей атомів, що утворили молекули HF і HCl (при цьому слід завжди від більшого значення χ віднімати менше):

$$\Delta\chi(H-F) = \chi(F) - \chi(H) = 4,0 - 2,1 = 1,9;$$

$$\Delta\chi(H-Cl) = \chi(Cl) - \chi(H) = 3,0 - 2,1 = 0,9.$$

Через те що значення різниці електронегативностей $\Delta\chi$ зв'язку $H-F$ вище від $\Delta\chi$ зв'язку $H-Cl$, полярність ковалентного зв'язку в молекулі HF вища за полярність зв'язку в молекулі HCl .

Відповідь: $\Delta\chi(H-F) > \Delta\chi(H-Cl)$.

Приклад 2. Яка електронна та графічна формули молекули H_2O ? До атома якого елемента зміщено спільні електронні пари?

Розв'язання

1. Знаходимо символи елементів Гідрогену й Оксигену в періодичній системі елементів. Гідроген — елемент ІА-групи

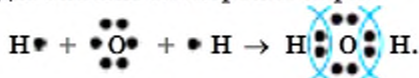
першого періоду періодичної системи елементів. Це означає, що на зовнішньому енергетичному рівні атома Гідрогену міститься один електрон (число електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи), він є неспареним. Число неспарених електронів визначають як різницю між максимально можливим числом електронів на зовнішньому енергетичному рівні (для елементів першого періоду це 2) і номером групи: $(2 - 1) = 1$.

Оксиген — елемент VIA-групи другого періоду, тому число електронів на зовнішньому енергетичному рівні — шість. Максимальне число електронів на зовнішньому енергетичному рівні для елементів другого та всіх інших періодів — вісім, тому число неспарених електронів в атомів Оксигену дорівнює $(8 - 6) = 2$.

2. Електрони зовнішнього енергетичного рівня, тобто валентні, умовно позначимо точками навколо символів елементів Гідрогену та Оксигену:



Як бачимо, до завершення зовнішньої електронної оболонки в атомі Гідрогену не вистачає одного електрона, а в атомі Оксигену — двох. Через це атому Гідрогену достатньо вступити у взаємодію лише з одним атомом Оксигену, а останньому — із двома атомами Гідрогену. Унаслідок цього під час утворення молекули H_2O виникають дві спільні електронні пари:



Дві інші електронні пари атома Оксигену не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку. Це так звані *неподілені пари*. Отже, з електронної формули видно, що кожний з атомів Гідрогену має на зовнішньому енергетичному рівні по два електрони ($1s^2$), спільні з атомом Оксигену. Атом Оксигену має вісім електронів ($2s^2 2p^6$) — чотири своїх і дві спільні пари. Кожен з атомів має стабільну електронну структуру атома найближчого інертного елемента.

3. Електронегативність атома Оксигену — 3,5, атома Гідрогену — 2,1. Тому спільні електронні пари зміщені до атома Оксигену як до більш електронегативного. Це в разі написання електронної формули молекули H_2O умовно можна позначити таким чином:



Графічна формула молекули води: $\text{H}-\text{O}-\text{H}$.

Відповідь: $\text{H} \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \text{H}$; $\text{H}-\text{O}-\text{H}$; до атома Оксигену.



1. Який ковалентний зв'язок називають полярним?
2. Запишіть формули речовин у послідовності зростання полярності зв'язку: H_2O , CH_4 , H_2 , NH_3 .
3. Обчисліть різницю відносних електронегативностей атомів, які утворили ковалентні зв'язки: а) $\text{B}-\text{Cl}$; б) $\text{C}-\text{Cl}$; в) $\text{N}-\text{Cl}$; г) $\text{O}-\text{Cl}$; р) $\text{F}-\text{Cl}$. Укажіть, який зв'язок має найбільшу полярність, який — найменшу.
4. Використовуючи значення відносної електронегативності, наведені в таблиці 14, виберіть формулу сполуки з найбільш полярним зв'язком: H_2 , HCl , HF , ClF , Cl_2 , F_2 .
5. Як скласти схеми утворення хімічних зв'язків для молекул Cl_2 і H_2S ? Який тип ковалентного зв'язку реалізується під час утворення кожної з цих молекул? Якою є при цьому валентність кожного з атомів, що взаємодіють? Чому в кожного з атомів виникає потреба в утворенні цього зв'язку?
6. Які з наведених речовин NH_3 , Br_2 , CH_4 , H_2 утворилися за рахунок полярного ковалентного зв'язку, а які — неполярного ковалентного зв'язку? Які їхні електронні та графічні формули?
7. Який вигляд матимуть електронні та графічні формули молекул Cl_2O і H_2O ? У якій із цих молекул хімічний зв'язок є більш полярним і в бік якого з атомів зміщується спільна електронна пара?
8. Дано три електронні формули:

а	$\text{X} \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array} \text{Y} \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array}$	б	$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array} \text{Z} \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array} \text{Z} \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array}$	в	$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array} \text{A} \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array} \text{A} \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \\ \bullet \end{array}$
---	---	---	---	---	---
9. Чи може ковалентний зв'язок між атомами різних неметалічних елементів наближатися до ковалентного неполярного, наприклад, у молекулі фосфіну PH_3 ? Яка полярність хімічного зв'язку в молекулі цієї сполуки, якщо значення електронегативності атомів Фосфору й Гідрогену дорівнюють відповідно 2,2 і 2,1?
10. Які з молекул O_2 , HCl , H_2S , H_2 , H_2O , Cl_2 мають: а) лінійну форму; б) кутову форму?

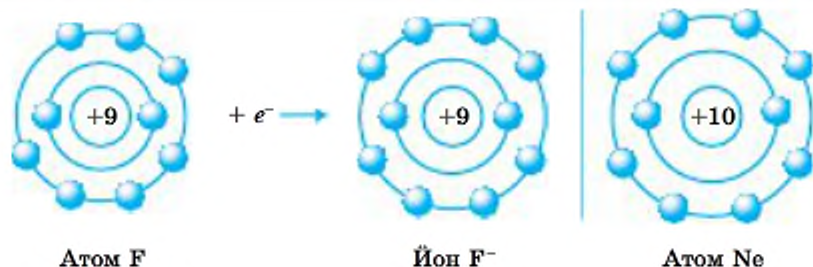


Рис. 23. Утворення негативно зарядженого йона Флуору.

Електронна структура йона Флуору подібна до електронної структури насушного найближчого до нього інертного елемента Неону

загального числа електронів на число приєднаних електронів. Заряд йона позначають над його хімічним символом угорі справа: K^+ , Al^{3+} , S^{2-} , Cl^- . На рис. 22 і 23 наведено схеми утворення позитивно й негативно заряджених йонів.

Між різнойменно зарядженими йонами виникає електростатичне притягання, і утворюється сполука з йонним зв'язком (рис. 24). Електрон переходить від атома Літію до атома Флуору. Обидва йони — Літію та Флуору — набувають стабільної електронної структури інертних елементів.

Хімічний зв'язок, що утворюється в результаті електростатичної взаємодії протилежно заряджених йонів, називають йонним, а сполуки, які утворилися внаслідок притягання йонів, називають йонними.

Слід зазначити, що утворення йонів бінарних сполук можливе *тільки в результаті взаємодії атомів металічних і неметалічних елементів*. Це пояснюють потребою атомів обох елементів стабілізувати електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня. Атоми таких металічних і неметалічних елементів різко відрізняються один від одного за значеннями електронегативності.

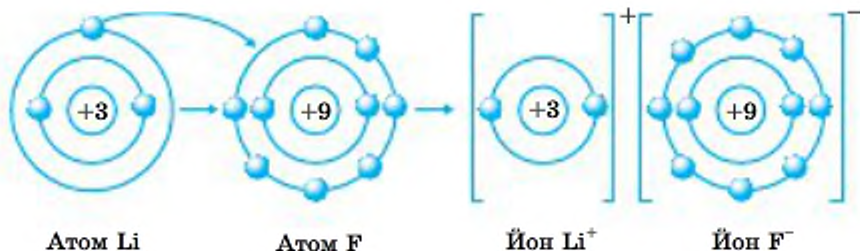


Рис. 24. Взаємодія атомів Літію та Флуору

Це пов'язано з місцем розташування елемента в періодичній системі. Чим ліше й нижче розташовані в періодичній системі елементи, тим легше їхні атоми віддають електрони й перетворюються на катіони. І навпаки, чим правіше та вище розташовані в періодичній системі елементи, тим легше їхні атоми приймають електрони й перетворюються на аніони.

Прикладами йонних сполук є натрій хлорид NaCl , калій фторид KF , літій бромід LiBr та інші подібні сполуки лужних металічних елементів з галогенами. За допомогою йонного зв'язку утворюються і складніші йонні сполуки: основи, солі, які містять складний аніон (OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} тощо).

Унаслідок великої різниці значень електронегативностей взаємодіючих атомів у йонній сполуці спільна електронна пара настільки сильно зміщується в бік атома з більшою електронегативністю, що після цього вона належить тільки йому (рис. 25). Умовно вважають, що зв'язок йонний, якщо різниця електронегативностей двох атомів ($\Delta\chi$) перевищує 1,7.

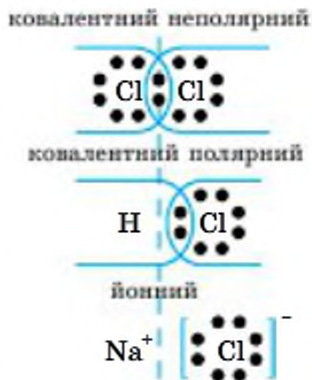


Рис. 25. Порівняння ковалентного та йонного зв'язків

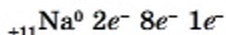
■ Приклад розв'язування задач

Якою є схема утворення йонів: а) Натрію; б) Сульфуру?

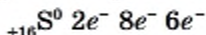


Розв'язання

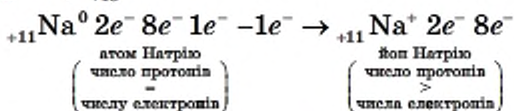
1. Спочатку потрібно записати схему будови атома Натрію. При цьому слід пам'ятати, що елемент Натрій має атомний (порядковий) номер 11 у періодичній системі елементів. Отже, заряд ядра його атома +11 і він має стільки ж електронів, але з протилежним знаком. Натрій розташований у третьому періоді, тому 11 електронів цього атома розподіляються по трьох енергетичних рівнях. До того ж Na належить до ІА-групи форми періодичної системи елементів. Через це на його зовнішньому рівні є тільки один електрон:



Елемент Сульфур має порядковий номер 16, він також розташований у третьому періоді, але в VIA-групі. Отже, розподіл його 16 електронів по трьох енергетичних рівнях такий:



2. В атомі Натрію є один зовнішній електрон. Тому йому енергетично вигідніше віддати цей електрон і мати таку саму стабільну восьмиелектронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня, як і в атомі найближчого до нього елемента Неону $_{10}\text{Ne}$, ніж приєднати сім електронів, яких йому не вистає, щоб утворити зовнішню восьмиелектронну конфігурацію, як в атомі Аргону $_{18}\text{Ar}$:

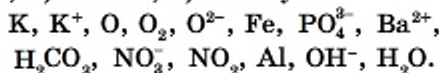


В атомі елемента Сульфуру шість зовнішніх електронів, тому його атому енергетично вигідніше прийняти два електрони й мати таку саму стабільну восьмиелектронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня, як і в атома найближчого інертного елемента Аргону, ніж віддати шість електронів, щоб мати восьмиелектронну конфігурацію атома досить віддаленого від нього інертного елемента Неону.

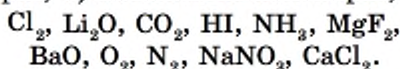
■ Запитання та завдання



- °1. До металічних елементів відносять ті, що на зовнішньому енергетичному рівні мають: а) 7, 6, 5 (зрідка 4) електронів; б) 1–2 (зрідка 3) електрони.
- °2. У чому полягає відмінність утворення стабільної двох- або восьмиелектронної конфігурації атомів інертних елементів: а) атомами металічних елементів; б) атомами неметалічних елементів?
- °3. Які частинки називають йонами?
- °4. Випишіть з наведеного нижче переліку окремо: а) атоми; б) катіони; в) аніони; г) молекули.



5. Який зв'язок називають йонним? Наведіть приклади сполук із переважно йонним типом зв'язку.
- °6. Чим зумовлений зв'язок між йонами в йонній сполуці?
- °7. Утворення йонного зв'язку можливе за рахунок взаємодії атомів лише: а) металічних елементів; б) металічних і неметалічних елементів; в) неметалічних елементів. Виберіть правильне твердження.
8. Виберіть формули сполук, у яких хімічні зв'язки: а) ковалентні полярні; б) ковалентні неполярні; в) йонні.



9. У чому полягає подібність електронної будови йонів K^+ , Ca^{2+} , Cl^- , S^{2-} до електронної будови атома Аргону?
10. Якими є схеми й рівняння реакцій утворення сполук:
а) берилію з киснем; б) магнію з фтором?
Чи можна віднести їх до сполук з переважно йонним типом зв'язку й за яким критерієм?
11. Які з елементів Cs, Ca, P, S, Sr, F спроможні утворювати катіони, а які — аніони? У результаті взаємодії яких пар елементів це можливо? Якими є схеми утворення цих йонів?
- *12. Який з атомів — Mg чи Ca — легше перетворюється на катіон, а який з атомів — F чи S — на аніон? За яким критерієм це можна розпізнати?
- *13. Йон якого елемента має на 4 протони й 8 електронів більше, ніж йон Магнію? Яка масова частка (%) Магнію в сполуді із цим елементом?

§ 24. Кристалічна будова речовини

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке кристалічна та аморфна, молекулярна й немоллекулярна будова речовини;
- чим відрізняються атомні, молекулярні та йонні кристали;
- як залежать властивості речовини від її будови.

Будова твердої речовини. Якщо будь-яка речовина переходить у твердий стан, то її частинки в просторі не можуть вільно переміщатися одна відносно одної. Завдяки цьому всі тіла, які складаються з твердих речовин, на відміну від рідких і газуватих, мають певну форму та об'єм.

За внутрішньою будовою й властивостями розрізняють дві форми твердої речовини — *аморфну* та *кристалічну*. В аморфній речовині її частинки (молекули, атоми, йони) розміщені безладно (слово «аморфос» у перекладі з грецької означає «той, що не має форми») (рис. 26, а). Під час нагрівання аморфні речовини не плавляться за певної температури, а поступово розм'якшуються, перетворюючись на рідину. Прикладами аморфних речовин є скло, смоли тощо.

У кристалічній речовині частинки розташовуються в строго певних точках простору (рис. 26, б). Якщо ці точки сполучити уявними прямими лініями, то утворюється просторовий каркас — *кристалічні ґратки*. Точки, де перехрещуються уявні лінії,

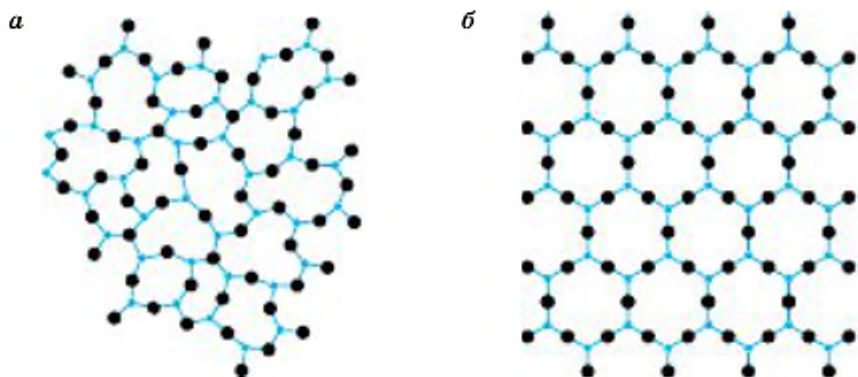


Рис. 26. Будава аморфного кварцового скла (а) і кристалічного кварцу (б). Скло та кварц побудовані з однієї і тієї самої речовини — SiO_2

називають *вузлами кристалічних ґраток*. Якраз у них і перебувають реальні частинки речовини. Ці частинки постійно коливаються відносно вузлів кристалічних ґраток. Амплітуда коливань, тобто відстань, на яку вони відхиляються від вузлів ґраток, залежить від температури. З її підвищенням амплітуда збільшується. Цим і пояснюють теплове розширення тіл.

Оскільки частинки речовини можуть розміщатися в просторі по-різному, то утворюються кристали різної, але завжди правильної геометричної форми. Так, кристали кухонної солі (рис. 27) і корунду (рис. 28) мають форму куба, гірського кристалу — форму правильної чотиригранної піраміди, а графіту (однієї з модифікацій Карбону) — форму призми. Особливо різноманітних форм набувають кристали кальциту — одного з різновидів кальцій карбонату (CaCO_3).

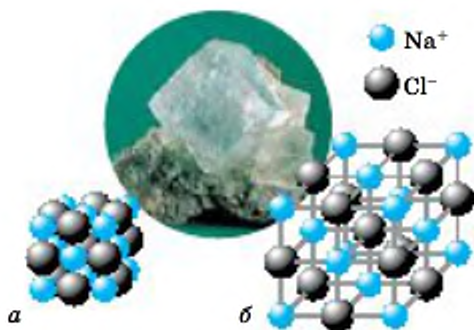


Рис. 27. Кристал кухонної солі NaCl і моделі її кристалічної будови: а — кульова; б — кулестрижнева



Рис. 28. Корунд Al_2O_3

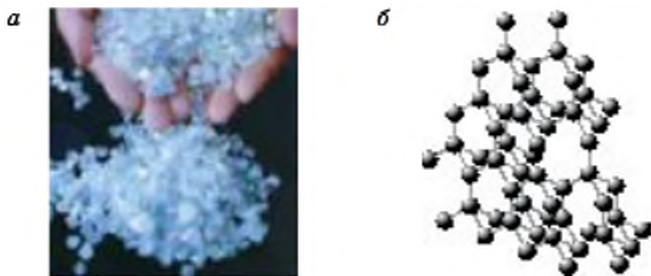


Рис. 29. Кристали (а) і модель атомних кристалічних ґраток (б) алмазу

Атомні кристалічні ґратки. Кристалічні ґратки, що складаються з атомів, називають *атомними*. Атоми в цих ґратках сполучені між собою міцними ковалентними зв'язками. Прикладом можуть бути кристалічні ґратки алмазу — однієї з модифікацій Карбону (рис. 29). У них кожний атом Карбону сполучений із чотирма сусідніми атомами Карбону рівноцінними за довжиною й енергією ковалентними зв'язками.

Зображена модель є спрощеною, оскільки в ній атоми Карбону не торкаються один одного. У реальному кристалі алмазу атоми щільно контактують між собою й мають відповідний розмір, який характеризують радіусом.

Речовини з атомними кристалічними ґратками мають високі температури плавлення, високу твердість і міцність. За звичайних умов практично не розчиняються в жодному рідкому розчиннику.

Крім алмазу, до речовин з атомними кристалічними ґратками відносять кристалічний бор, кремній, германій, силіцій(IV) оксид SiO_2 , силіцій(IV) карбід SiC тощо.

Молекулярні кристалічні ґратки. Кристалічні ґратки, у вузлах яких розташовані молекули (полярні чи неполярні), називають *молекулярними*. Молекули в таких ґратках утримуються досить слабкими силами міжмолекулярної взаємодії. Через це речовини, які у твердому стані мають молекулярні кристалічні ґратки, плавляться та киплять за низьких температур. Ці речовини м'які, нерозчинні або малорозчинні у воді, їхні розчини практично не проводять електричного струму. За звичайних умов вони являють собою гази, рідини або легкоплавкі тверді речовини. Багато молекулярних сполук мають запах.

До речовин з молекулярними кристалічними ґратками відносять лід (рис. 30, а), «сухий лід» — твердий CO_2 (рис. 30, б), тверді прості речовини йод I_2 , фосфор P_4 , сірку S_8 , хлор Cl_2 , кисень O_2 (рис. 31) та ін., більшість органічних сполук у твердому стані (глюкозу, нафталін, парафін, лимонну кислоту тощо).

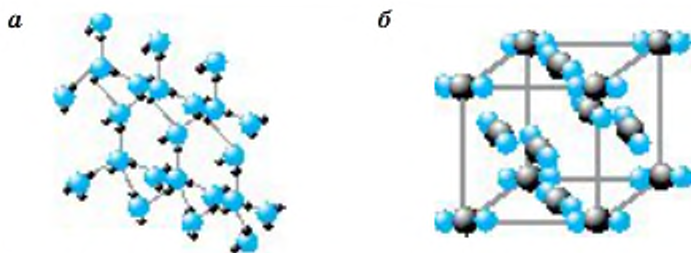


Рис. 30. Моделі молекулярних кристалічних ґраток складних речовин: *a* — вода (лід); *б* — твердий вуглекислий газ

Речовини з молекулярними кристалічними ґратками — це сполуки з молекулярною будовою. Носієм хімічних властивостей цих сполук є молекули, які завжди мають певний якісний і кількісний склад, незалежно від способу їхнього добування. Тому склад молекул підпорядковується одному з основних законів хімії — **закону сталості складу речовин**, відкритому в 1799–1806 рр. французьким ученим Ж. Прустом. Цей закон справедливий *тільки для речовин, які мають молекулярну будову*.

Йонні кристалічні ґратки. Кристалічні ґратки, утворені йонами, називають **йонними**. У вузлах таких ґраток перебувають позитивно заряджені йони, оточені негативно зарядженими йонами, і навпаки. Ці йони сполучені між собою силами електростатичного притягання. Так, у кристалі натрій хлориду NaCl, модель кристалічних ґраток якого подана на рис. 27 (с. 108), кожний йон Натрію оточений шістьма йонами Хлору, а кожний йон Хлору — шістьма йонами Натрію. Оскільки число зв'язків між йонами в такому кристалі величезне, то всі йони міцно сполучені один з одним. Через це сполуки з йонними кристалічними ґратками за кімнатної температури є твердими й нелеткими, бо мають високі температури плавлення. Наприклад, температура плавлення

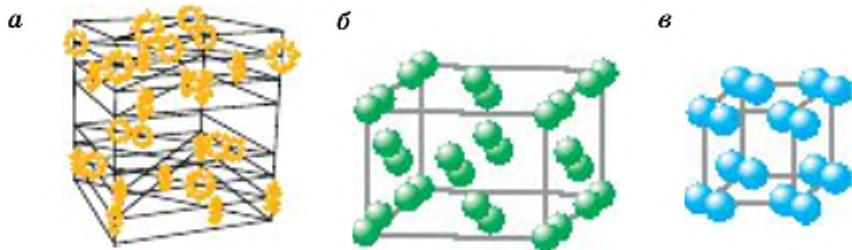


Рис. 31. Моделі молекулярних кристалічних ґраток простих речовин: *a* — сірки; *б* — твердого хлору (нижче за $t = -101\text{ }^{\circ}\text{C}$); *в* — твердого кисню (нижче за $t = -219\text{ }^{\circ}\text{C}$)

натрій хлориду NaCl дорівнює 801 °С. «Чемпіон» з тугоплавкості серед йонних сполук — магній оксид MgO, який плавиться за температури 2800 °С, а кипить — за 3600 °С.

У твердому стані йонні сполуки мають високу твердість і водночас є крихкими, не проводять електричного струму. Але в результаті розплавлення або розчинення їх у сполуках з полярним ковалентним зв'язком — полярних розчинниках, наприклад воді, геометрично правильна орієнтація протилежно заряджених йонів порушується. Йонні сполуки в розплавах і розчинах стають провідниками електричного струму.

Йони, що входять до складу кристалічних ґраток, можуть бути як простими (F^- , Br^- , Ca^{2+} , O^{2-}), так і складними (SO_4^{2-} , OH^- , NO_3^- , CO_3^{2-}). На рис. 32 подано моделі різних йонних сполук.

Через те що йонні сполуки побудовані з йонів, а не з молекул, їх треба відносити до речовин немолекулярної будови. Сполуки з йонною будовою складаються з величезної кількості йонів, у них немає окремих молекул: увесь кристал являє собою, так би мовити, єдину гігантську молекулу. Тому поняття «відносна молекулярна маса», «молекула» стосовно таких сполук є умовними.

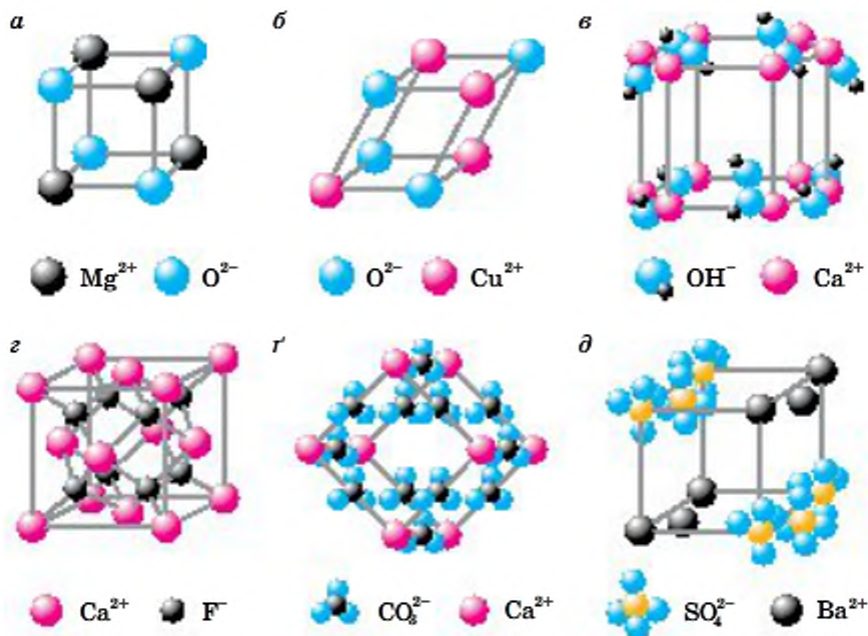


Рис. 32. Моделі йонних кристалічних ґраток:

а — магній оксиду; б — купрум(II) оксиду; в — кальцій гідроксиду; з — кальцій фториду; р — кальцій карбонату; д — барій сульфату

Узагальнене уявлення про залежність властивостей речовини від її будови — молекулярної або немoleкулярної — наведено в таблиці 14.

Таблиця 14

Речовини (за будовою)	
молекулярні	немoleкулярні
<i>За звичайних умов</i>	
У всіх агрегатних станах складаються з молекул	Складаються з молекул тільки в газуватому стані
Зазвичай газуваті й рідкі, іноді тверді речовини, які легко переходять у газуватий стан	Тверді речовини
Зв'язки між молекулами слабкі	Сили притягання між частинками великі
Багато які з речовин леткі	Нелеткі
<i>Мають порівняно</i>	
Низькі температури плавлення й кипіння	Високі температури плавлення й кипіння
<i>Приклади</i>	
Водень, кисень, вода, хлор, вуглекислий газ, йод	Алмаз, солі металів, метали

Лабораторний дослід 2. Складання моделей молекул і кристалів речовин з різними типами хімічного зв'язку

1. Із різнокольорового пластиліну зробіть кульки — моделі атомів Флуору, Оксигену, Нітрогену, Натрію, додержуючись співвідношення їхніх розмірів, наведених на рис. 15 (с. 75).
2. Складіть за рис. 19 (с. 98) кулестрижневі моделі речовин з ковалентним зв'язком: фтору F_2 (одинарним), кисню O_2 (подвійним), азоту N_2 (потрійним), скориставшись сірниками різної довжини для з'єднання кульок.
3. Складіть кулестрижневі моделі молекул складних речовин з полярним ковалентним зв'язком: гідроген сульфід H_2S (див. рис. 21, с. 100), гідроген хлорид HCl . Яку форму мають ці молекули?
4. Складіть кулестрижневу модель речовини з йонним зв'язком $NaCl$.

За бажанням можна скласти кульові моделі, у яких кульки стикаються.

Лабораторний дослід 3. Ознайомлення з властивостями речовин з різними типами кристалічних ґраток

1. Покладіть в пробірку трохи цукрового піску, обережно нагрійте нижню частину пробірки в полум'ї спиртівки. Що спостерігаєте? Чи легко плавиться цукор? Який тип хімічного зв'язку в молекулі $C_{12}H_{22}O_{11}$? Запишіть спостереження в зошит.
2. Повторіть дослід з кухонною сіллю. Що спостерігаєте? Порівняйте поведінку цукру й солі під час нагрівання. Який тип хімічного зв'язку в сполуці $NaCl$? Запишіть спостереження в зошит.
3. Який тип кристалічних ґраток — молекулярні, атомні чи йонні — утворюють досліджені речовини: йод, сахароза (цукор) і кухонна сіль? Як впливає тип хімічного зв'язку на термічну стійкість цих речовин? Запишіть висновок щодо термічної стійкості речовин різної будови.

Для допитливих

Ви, мабуть, чули незвичне словосполучення «рідкі кристали»? Це речовини, що поведуть себе одночасно і як рідини, і як тверді тіла. Молекули в рідких кристалах, з одного боку, достатньо рухливі, а з другого — розташовані в певному порядку подібно до кристалічної структури. Різні шари молекул орієнтовані в різних напрямках. Часто внаслідок навіть невеликого нагрівання правильне розташування молекул порушується, і рідкий кристал стає звичайною рідиною. І навпаки, за достатньо низьких температур рідкі кристали замерзають, перетворюючись на тверді тіла.

Правильне розташування молекул у рідких кристалах зумовлює їхні особливі оптичні властивості. Через це рідкі кристали використовують для виготовлення циферблатів годинників, табло мікрокалькуляторів та екранів дисплеїв.



Запитання та завдання

1. Що таке кристалічні ґратки? Що називають вузлами кристалічних ґраток?
2. Чим пояснюють теплове розширення твердих тіл?
3. Якими силами утримуються молекули у вузлах молекулярних кристалічних ґраток?
4. Що є носієм хімічних властивостей речовин із молекулярними кристалічними ґратками?
5. Якому закону підпорядковується склад речовин із молекулярними кристалічними ґратками?



6. Які сили утримують частинки у йонних кристалічних ґратках? Як називають ці частинки? Вони мають одиниці чи протилежні заряди?
- *7. Сполуки з якими кристалічними ґратками, у разі розчинення у воді або розплавлення, проводять електричний струм?
- *8. Якими хімічними зв'язками сполучені частинки в атомних кристалічних ґратках?
9. Які фізичні властивості притаманні речовинам з атомними кристалічними ґратками?
10. Чим відрізняються аморфні речовини від кристалічних?
- *11. Як відрізняються температури плавлення речовин з різними кристалічними ґратками: а) атомними; б) молекулярними; в) йонними? Наведіть приклади.
12. Якими є кристалічні ґратки речовин, утворених атомами металічних елементів та атомами елементів-галогенів: а) атомними; б) молекулярними; в) йонними?
- *13. На рис. 33 наведено схеми трьох типів кристалічних ґраток. Назвіть їх і наведіть по одному прикладу речовин кожного типу.

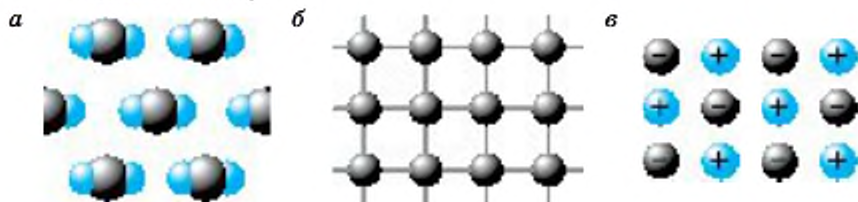


Рис. 33. Схеми кристалічних ґраток різних типів

- *14. Яку будову мають пахучі речовини, що входять до складу парфумів, мила, шампунів тощо?

§ 25. Поняття про енергію йонізації та спорідненість до електрона

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- який вид енергії називають енергією йонізації;
- що таке спорідненість атома до електрона.

Щоб розуміти властивості хімічного елемента, важливо знати, наскільки міцно утримуються електрони в його атомі.

Міцність зв'язку електрона з ядром оцінюють за значенням енергії йонізації атома (E_n).

Кількість енергії, необхідної для відриву електрона від незбудженого атома з перетворенням його на позитивно заряджений йон, називають *енергією йонізації*.

Атоми таких елементів, як He, Ne, Ar, Kr, мають завершені, тобто максимально заповнені електронами зовнішні енергетичні рівні й підрівні, а тому не вступають у хімічні реакції.

В атомів усіх інших елементів перших чотирьох періодів незавершеними є зовнішні, а в атомів *d*-елементів, наприклад металічних елементів Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, ще й передзовнішні енергетичні рівні. Тому для завершення енергетичних рівнів атоми металічних елементів у хімічних реакціях віддають свої електрони й перетворюються при цьому на *позитивно заряджені йони*. Насамперед атоми позбавляються електронів, що перебувають на зовнішньому енергетичному рівні й через це найслабкіше зв'язані з ядром. Таку спроможність атомів віддавати електрони вважають *мірою металічності* елемента.

Порівнюють металічні властивості елементів саме за енергією йонізації: чим менше значення енергії йонізації, тим легше електрон відірвати від атома. Найменшу енергію йонізації мають лужні металічні елементи.

Як видно (рис. 34), енергія йонізації збільшується більш-менш постійно вздовж періоду періодичної системи зліва направо зі збільшенням заряду ядра, досягаючи максимального значення для

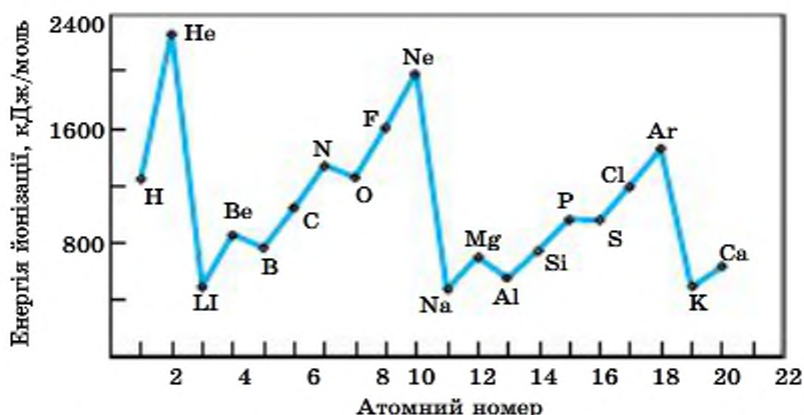


Рис. 34. Залежність енергії йонізації (в електронвольтах* на атом) від атомного номера елемента

* 1 eВ = $1,6 \cdot 10^{-19}$ Дж.

інертного газу. У разі переходу до лужного металічного елемента його енергія йонізації різко зменшується, а далі, зі збільшенням атомного номера елемента в періоді, знов поступово збільшується. У головних підгрупах значення енергії йонізації зменшується зверху вниз. Чим більший радіус атома та менша кількість електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні, тим слабкіше утримується електрон і відповідно тим менше значення енергії йонізації. Отже, значення енергії йонізації періодично змінюється подібно до змінення хімічних властивостей елементів.

На відміну від атомів металічних елементів, атоми неметалічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні мають чотири (крім Бору) або більше електронів. Через це сила їхнього притягання до ядра значно більша, ніж в атомів металічних елементів. Тому в хімічних реакціях атоми неметалічних елементів намагаються приєднати електрони для завершення зовнішніх енергетичних рівнів і перетворюються на *негативно заряджені йони*. Спроможність атомів елементів приєднувати електрони вважають *мірою неметалічності*. Для порівняння неметалічних властивостей елементів використовують величину, яку називають спорідненістю до електрона (E_e).

Кількість енергії, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома з перетворенням його на негативно заряджений йон, називають спорідненістю до електрона.

У періодах і групах періодичної системи спорідненість атомів до електрона в елементів також змінюється закономірно, залежно від їхньої електронної будови.

Спорідненість до електрона металічних елементів є негативною величиною й указує на те, що приєднання атомами електронів — енергетично невигідний процес. Спорідненість до електрона атомів неметалічних елементів є завжди позитивною величиною і тим більшою, чим ближче до інертного (благородного) елемента в періодичній системі розміщений неметалічний елемент. Найбільшу спорідненість до електрона мають типові неметали, найменшу — типові метали. Елементи з напівзаповненим зовнішнім p -підрівнем (N, P, As) також мають невисоку спорідненість до електрона.

Доповнимо поняття електронегативності, яке ми розглянули в § 22. Віддача чи приєднання електронів атомами тих чи інших елементів відбувається зазвичай у ході хімічної взаємодії. *Яка ж властивість у взаємодіючих атомів (віддавати чи приєднувати електрони) переважає?* Для того щоб відповісти на це запитання, треба враховувати як енергію йонізації, так і спорідненість до електрона. Саме такою комплексною

характеристикою і є електронегативність елемента. Її визначають як півсуму числових значень енергії йонізації та спорідненості до електрона атома даного елемента. У розрахунках використовують зазвичай відносну електронегативність. Для цього електронегативність лужного металу Літію беруть за одиницю й порівнюють з нею електронегативність інших елементів.

■ Запитання та завдання



1. Що називають енергією йонізації? Які властивості елемента вона характеризує?
2. Укажіть, як змінюється енергія йонізації атомів елементів уздовж ряду в періодичній системі? уздовж підгруп?
3. Що називають спорідненістю до електрона? Які властивості елемента вона характеризує?
- *4. Як змінюється спорідненість до електрона атомів елементів у підгрупах і періодах?
5. У яких елементів найбільше значення спорідненості до електрона?
- *6. Поясніть, у якого з елементів другої групи головної підгрупи — Магнію чи Кальцію — сильніше виявляються властивості металу та чому. Відповідь підтвердьте, склавши схеми будови атомів.
- *7. Поясніть, у якого з елементів третього періоду — Натрію чи Магнію — сильніше виявляються властивості металу та чому. Відповідь підтвердьте, склавши схеми будови атомів.

§ 26. Валентність атомів елементів з точки зору їхніх електронних структур та утворення хімічних зв'язків

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

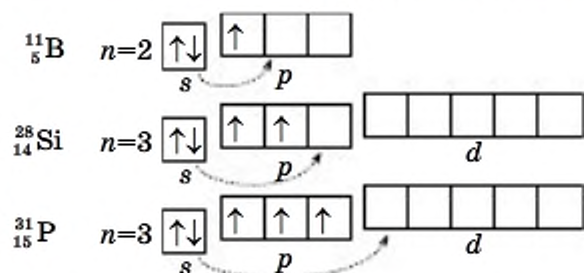
- за яких умов виникають хімічні зв'язки;
- що таке валентність атомів з точки зору їхньої спроможності утворювати хімічні зв'язки;
- який стан атома називають збудженим і чому атоми переходять у цей стан.

На сьогодні відкрито вже 118 елементів, а число простих і складних речовин, утворених цими елементами, перевищує 20 млн. Таку невідповідність пояснюють спроможністю

атомів різних елементів у процесі взаємодії сполучатися між собою за допомогою валентних електронів, тобто електронів, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Вам уже відомо, що число хімічних зв'язків визначається числом спільних електронних пар. Число ж останніх дорівнює числу неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома. Так, в атомі Флуору є один неспарений електрон, який утворює тільки один хімічний зв'язок (одну спільну електронну пару) $H-F$. В атомі Нітрогену наявні три неспарених електрони, тому він утворює відповідно три хімічних зв'язки (три спільні електронні пари) $N \equiv N$. Такі спільні електронні пари характерні лише для ковалентного зв'язку, через це про валентність атомів можна говорити лише у випадку ковалентних сполук.

У речовинах з йонним зв'язком спільні електронні пари відсутні, тому для таких речовин поняття валентності як числа хімічних зв'язків не має змісту.

Валентні можливості атомів елементів (їхня спроможність утворювати хімічні зв'язки) визначаються передусім числом неспарених електронів. Розглянемо це на прикладі атомів таких елементів, як Бор, Силіцій і Фосфор. Для цього зобразимо схеми зовнішніх електронних структур їхніх атомів:



Аналіз цих структур показує, що в атомі Бору на зовнішньому енергетичному рівні є один неспарений p -електрон: він визначає валентність атома Бору, що дорівнює одиниці. Проте стійких сполук цього елемента з валентністю I поки що не одержано. Але за певної затрати енергії ззовні, наприклад у разі нагрівання, спарені електрони $2s$ -підрівня можуть розпаровуватися. Атом переходить у збуджений стан, у результаті якого всі три електрони зовнішнього рівня стають неспареними. За рахунок трьох неспарених електронів атома Бору в збудженому стані утворюються сполуки B_2O_3 , BCl_3 тощо.

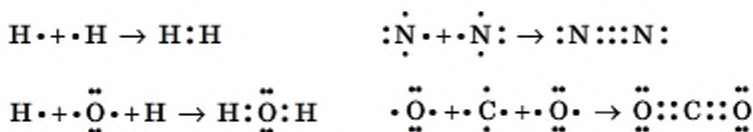
У збуджений стан, як видно зі схем, можна перевести й атоми елементів третього періоду (за винятком атомів Натрію та

інертного елемента Аргону). І тоді, наприклад, атом Силіцію буде виявляти валентність, яка дорівнює IV, а атом Фосфору — V.

Не всі елементи спроможні підвищувати валентність у вказаний спосіб. Так, наприклад, в атомів Нітрогену, Оксигену й Флуору немає вільних орбіталей, усі їхні $2s$ - і $2p$ -орбітали зайняті електронами, а d -підрівень в атомів другого періоду відсутній (див. табл. 9, с. 68).

Валентність атомів виявляється тільки в процесі взаємодії, наслідком якої є утворення ними хімічного зв'язку. У результаті цього суттєво перебудовуються електронні структури атомів, що взаємодіють, а отже, змінюються їхні валентність і властивості в сполуках.

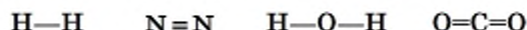
Як наочно зобразити поняття валентності? Електрони, що перебувають на зовнішньому енергетичному рівні, позначають точками навколо хімічного символу елемента. Спільні для двох атомів електрони (тобто ті, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку) зображують точками між їхніми хімічними символами. Подвійний і потрійний зв'язок позначають відповідно двома або трьома парами спільних точок. Наприклад, утворення молекул H_2 , N_2 , H_2O , CO_2 можна подати таким чином:



У наведених схемах подано електрони лише зовнішніх енергетичних рівнів атомів елементів, тому що тільки вони можуть брати участь в утворенні ковалентного типу хімічного зв'язку.

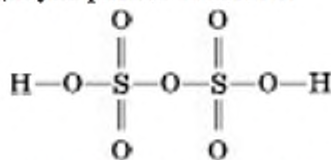
Із цих схем випливає, що в молекулі водню кожний з атомів Гідрогену отримує стійку двоелектронну оболонку, а в молекулі азоту атоми Нітрогену — стійку восьмиелектронну оболонку. Таке саме можна констатувати відносно атомів Оксигену в молекулах води та атомів Карбону й Оксигену в молекулі карбон(IV) оксиду.

Якщо в наведених схемах кожен загальну пару електронів позначити однією рисою, то утворення ковалентного зв'язку можна зобразити у вигляді таких структурних формул:

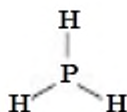
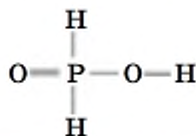




1. Що таке валентність елементів? Яким чином можна збільшити валентні спроможності їхніх атомів? Якими прикладами це можна підтвердити?
2. Дайте визначення хімічного зв'язку. Між якими атомами та за яких умов він може утворитися?
3. Поняття валентність можна застосувати: а) тільки до сполук з ковалентним хімічним зв'язком; б) тільки до сполук з йонним хімічним зв'язком; в) як до сполук з ковалентним, так і до сполук з йонним хімічним зв'язком.
4. Участь в утворенні спільних електронних пар можуть брати електрони тільки: а) з протилежно напрямленими спінами; б) з однаково напрямленими спінами. Виберіть правильну відповідь і поясніть її.
5. Чим можна пояснити намагання атомів до утворення ковалентного зв'язку? Це можуть бути атоми: а) тільки металічних елементів; б) тільки неметалічних елементів; в) як металічних, так і неметалічних елементів.
6. Який ковалентний зв'язок міцніший: а) одинарний; б) подвійний; в) потрійний?
7. Складіть схеми електронної будови атомів Хлору й Оксигену. Визначте валентність цих елементів у сполуках Cl_2O_7 , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 , Cl_2O і поясніть можливість її виявлення.
8. За структурною формулою визначте валентності елементів у молекулі дисульфатної кислоти:



9. Визначте валентність Фосфору в наведених сполуках за їхніми структурними формулами:



10. Яка валентність характерна для атомів Флуору, Сульфуру й Хлору з урахуванням можливого розпарювання електронів зовнішнього енергетичного рівня в процесі утворення сполук?

§ 27. Ступінь окиснення

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що називають ступенем окиснення атома в сполуці;
- як визначають ступінь окиснення атомів елементів у сполуках;
- як складають формули сполук за відомими ступенями окиснення елементів.

Коли елемент утворює просту речовину, наприклад метал або газу (водень H_2 , кисень O_2 , азот N_2 тощо), то електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного неполярного зв'язку, однаковою мірою належать обом атомам.

Інакше розподіляються електрони між атомами в складних речовинах, тобто речовинах, утворених атомами різних елементів. У таких сполуках, що утворені ковалентним полярним зв'язком, має місце несиметричний розподіл зв'язувальних електронів відносно атомів різних елементів. У сполуках з йонним зв'язком зв'язувальні електрони, які ще називають *валентними*, практично повністю переходять від атома одного елемента до атома другого.

Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в речовині, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного (до більш неметалічного) атома (унаслідок чого атоми перетворилися б на йони).

Зверніть увагу: позначення ступеня окиснення відрізняється від позначення заряду йона. Ступінь окиснення позначають так: спочатку вказують знак заряду («+» або «-»), потім число (наприклад, O^{-2} , Ca^{+2} , Cr^{+8}). Заряд йонів записують навпаки: спочатку число (крім 1, яку не вказують), а потім знак: Cl^{-} , K^{+} , Mg^{2+} , S^{2-} .

Визначаючи ступінь окиснення, не беруть до уваги міру зміщення електронів від атома одного елемента до атома другого елемента. Наприклад, у сполуці з ковалентним полярним зв'язком $H^{+1}Cl^{-1}$ (де електрони лише частково зміщуються до атома Хлору) і в сполуці з йонним зв'язком $K^{+1}Cl^{-1}$ (тут електрони практично повністю зміщуються до атома Хлору) атому Хлору приписують однаковий ступінь окиснення -1 , а атомам Гідрогену й Калію $+1$.

Ступінь окиснення позначають арабською цифрою (зі знаком «+» або «-» перед нею), яку ставлять над символом елемента, наприклад $P_2^{+5}O_5^{-2}$.

Правила визначення ступеня окиснення елемента за хімічною формулою сполуки. Для визначення ступеня окиснення атома в сполуці необхідно взяти до уваги таке.

1. Вважають, що ступінь окиснення атомів у молекулах простих речовин (N_2 , Br_2 , H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 та ін.), а також атомів металічних елементів (Li, Na, K, Be, Mg, Ca, Al, Zn, Ag, Cu тощо) і неметалічних елементів (B, C, S, Si та ін.) у вільному стані дорівнює нулю, тому що зміщення спільних електронних пар не відбувається, тобто електрони в них розподілені рівномірно між атомами.

2. У всіх сполуках атоми лужних металічних елементів мають ступінь окиснення +1, а лужноземельних — ступінь окиснення +2; атоми металічних елементів побічних підгруп часто мають декілька значень ступеня окиснення.

3. Гідроген у сполуках із неметалічними елементами має ступінь окиснення +1 (HCl , CH_4 , NH_3 тощо), а в сполуках з металічними елементами -1 (NaH , KH , CaH_2 та ін.).

4. Оксиген у переважній більшості сполук виявляє ступінь окиснення -2 (CaO , SiO_2 , CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 та ін.), у пероксидах (H_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2 та ін.) — ступінь окиснення -1, а в сполуках із Флуором — відповідно +1 (O_2F_2) та +2 (OF_2).

5. Флуор — найбільш електронегативний хімічний елемент, тому ступінь окиснення його в усіх речовинах, крім F_2 , дорівнює -1.

6. Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів усіх елементів, що входять до складу будь-якої речовини, дорівнює нулю, через те що найменша частинка речовини — чи то простої (наприклад, O_2), чи то складної (наприклад, Na_3PO_4) — електронейтральна, а отже, сума позитивних ступенів окиснення має дорівнювати сумі негативних. У бінарних сполуках ступінь окиснення елементів з більшою електронегативністю негативний, а з меншою — позитивний.

Поняття «ступінь окиснення» та «валентність» не треба отожднювати.

Значення валентності не буває від'ємним чи нульовим. Ступінь окиснення, навпаки, може набувати як позитивних і негативних значень, так і дорівнювати нулю. Наприклад, атоми Нітрогену в молекулі N_2 обидва тривалентні:



А ступінь окиснення дорівнює нулю, оскільки не відбувається зміщення електронних пар до жодного з атомів молекули $\overset{0}{\text{N}}_2$.

У молекулах амоніаку $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_3$ і нітроген(III) оксиду $\overset{+3}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ атом Нітрогену виявляє однаково валентність III, але різний ступінь окиснення: -3 і $+3$.

Поняття «валентність» застосовують для сполук з ковалентним зв'язком (полярним та неполярним), а ступінь окиснення — для сполук як з ковалентним, так і з йонним зв'язком.

Визначення ступеня окиснення елемента за хімічною формулою сполуки. За відомим ступенем окиснення одних елементів у сполуці можна визначити ступінь окиснення інших, не вдаючись до міркувань про зміщення електронів.

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Визначте ступінь окиснення (CO) Фосфору в ортофосфатній кислоті (H_3PO_4).



<i>Дано:</i> H_3PO_4	<i>Розв'язання</i> Позначаємо ступінь окиснення Фосфору через x . Далі вказуємо ступінь окиснення Гідрогену (+1) та Оксигену (-2).
$\text{CO(P)} = ?$	Потім визначаємо суму позитивних зарядів: $3 \cdot (+1) = +3$ та суму негативних зарядів: $4 \cdot (-2) = -8$. Ураховуючи суми позитивних і негативних зарядів атомів, складаємо алгебраїчне рівняння: $3(+1) + x + 4(-2) = 0,$ звідки $x = +5$.
	<i>Відповідь:</i> ступінь окиснення дорівнює +5.

Складання формули сполуки за відомими ступенями окиснення елементів. Скласти формулу бінарної сполуки можна у такий спосіб.

Приклад 2. Складіть формулу сполуки Кальцію з Нітрогеном, якщо ступінь окиснення Кальцію +2, а Нітрогену -3.

<i>Дано:</i> $\text{CO(Ca)} = +2$ $\text{CO(N)} = -3$	<i>Розв'язання</i> За встановленими правилами символ найбільш електронегативного елемента записують у формулі сполуки на останньому місці. Отже, символ Ca — елемента з позитивним ступенем окиснення — записуємо на першому місці й вказуємо для кожного з елементів їхні ступені окиснення: $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-3}{\text{N}}$.
$\text{Ca}_x\text{N}_y = ?$	

Далі знаходимо найменше спільне кратне ступенів окиснення, не враховуючи їхні знаки:

$$2 \cdot 3 = 6.$$

Потім ділимо найменше спільне кратне на абсолютні значення ступенів окиснення елементів, тобто на 2 і на 3, та одержуємо індекси: для Кальцію — $6 : 2 = 3$, а для Нітрогену — $6 : 3 = 2$.

Після цього вводимо індекси у формулу сполуки:



Визначаємо сумарне значення ступенів окиснення атомів у сполуці. Оскільки воно дорівнює нулю:



то формулу складено правильно.

Для кожного елемента характерний вищий та нижчий, а для деяких елементів і проміжний ступінь окиснення атома в сполуці.

Для металічних елементів нижчий ступінь окиснення дорівнює нулю, а вищий — номеру групи зі знаком «+». Для більшості неметалічних елементів нижчий ступінь окиснення дорівнює різниці між номером групи, у якій розташований елемент, і числом 8. Усі інші значення ступеня окиснення будуть проміжними. Наприклад, для Натрію нижчим ступенем окиснення в сполуці буде 0, а вищим +1. Для Сульфуру нижчим ступенем окиснення буде $6 - 8 = -2$ (6 — це номер групи), а вищим +6. Інші ступені окиснення, характерні для Сульфуру, такі: 0, +2, +4.

Запитання та завдання



- °1. Дайте визначення ступеня окиснення.
- °2. Яким не може бути ступінь окиснення якогось елемента в сполуці?
а) +2; б) +5; в) +10.
- °3. Укажіть, у якій зі сполук Карбон виявляє нижчий, вищий або проміжний ступінь окиснення:
а) CO; б) CH₄; в) CF₄; г) CO₂; ґ) C₂H₂.
- °4. У яких сполуках ступінь окиснення Хлору дорівнює +3?
а) ClF₃; б) ClO₂; в) Cl₃N; г) PCl₃; ґ) FeCl₃.
- *5. Укажіть, у якій із наведених сполук ступінь окиснення Силіцію дорівнює -4:
а) SiF₄; б) SiS₂; в) Ca₂Si; г) SiH₄.

6. Складіть хімічні формули таких сполук:
 а) Кальцію з Гідрогеном; б) Натрію з Нітрогеном;
 в) Сульфуру з Флуором; г) Фосфору з Калієм.
- *7. Наведіть по дві формули речовин, у яких ступінь окиснення Нітрогену й Оксигену відрізняється від їхніх валентностей.
8. Чи змінюється ступінь окиснення Сульфуру в разі переходу від H_2SO_4 до:
 а) Na_2SO_3 ; б) S_8 ; в) H_2S ?

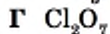
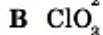
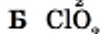
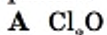
Тестові завдання

1. Яку з наведених нижче характеристик атомів використовують для визначення типу хімічного зв'язку між ними?
 А число електронів на зовнішньому енергетичному рівні
 Б радіус
 В електронегативність
 Г валентність
2. Для яких пар елементів різниця електронегативностей $\Delta\chi$ має найбільше значення?
 А К і Са
 Б N і S
 В P і Cl
 Г Na і F
3. Хімічний зв'язок у молекулі гідроген сульфід (сірководню)
 А ковалентний полярний
 Б металічний
 В йонний
 Г ковалентний неполярний
4. Формула речовини з ковалентним полярним зв'язком — це
 А CaO
 Б HF
 В N_2
 Г NaCl
5. Сполука з йонним хімічним зв'язком — це
 А хлор(IV) оксид
 Б гідроген хлорид
 В магній фторид
 Г нітроген(I) оксид

6. Формула речовини з ковалентним неполярним зв'язком — це
- А PH_3
 - Б Cl_2
 - В Са
 - Г NO
7. У якій зі сполук довжина хімічного зв'язку найбільша?
- А С—Н
 - Б N—H
 - В Н—О
 - Г Н—F
8. Формула речовини з найбільшим ступенем йонності хімічного зв'язку — це
- А Na_2O
 - Б MgO
 - В Al_2O_3
 - Г BeO
9. У якому ряду сполуки розташовані в порядку збільшення йонності хімічного зв'язку?
- А FeO , MgO , Al_2O_3
 - Б MgCl_2 , CaCl_2 , BaCl_2
 - В Li_2S , Na_2S , K_2S
 - Г CaF_2 , MgF_2 , BaF_2
10. У якому ряду сполуки розташовані в порядку зменшення полярності ковалентного зв'язку?
- А CH_4 , CBr_4 , CCl_4 , CF_4
 - Б SiH_4 , PH_3 , H_2S , HCl
 - В SiO_2 , P_2O_5 , SO_2 , ClO_2
 - Г AsH_3 , H_2S , NH_3 , HF
11. Ковалентний неполярний зв'язок характерний для молекул усього ряду речовин:
- А F_2 , N_2 , S_8 , P_4
 - Б CO , NO , SiO , O_3
 - В He, Ne, Ar, Ne
 - Г HF , HCl , HBr , HI
12. Хімічний елемент, в атомі якого електрони по енергетичних рівнях розподілені як 2, 8, 8, 1, утворює з елементом, в атомі якого електрони по енергетичних рівнях розподілені як 2, 8, 6, такий хімічний зв'язок:
- А ковалентний полярний

- Б металічний
В ковалентний неполярний
Г йонний
13. Речовина з молекулярними кристалічними ґратками — це
А алмаз
Б йод
В калій фторид
Г алюміній
14. Речовина з атомними кристалічними ґратками — це
А мідь
Б натрій оксид
В «сухий лід» (твердий CO_2)
Г алмаз
15. Речовина з йонними кристалічними ґратками — це
А срібло
Б графіт
В кальцій фторид
Г силіцій(IV) оксид
16. Елемент за яким атомним номером із наведених нижче має найменше значення енергії йонізації?
А 3
Б 4
В 8
Г 19
17. Одинарний (простий) ковалентний зв'язок характерний для молекули
А азоту
Б карбон(IV) оксиду
В гідроген хлориду
Г натрій оксиду
18. Атом якого елемента неспроможний підвищувати свою валентність у збудженому стані?
А Нітрогену
Б Бору
В Хлору
Г Фосфору
19. Елемент за яким атомним номером із наведених нижче має найбільше значення спорідненості до електрона?
А 20
Б 26
В 31
Г 35

20. У якій із наведених сполук ступінь окиснення Хлору дорівнює +4?



Найважливіше в розділі 3

- Об'єднання атомів у молекулу здійснюється завдяки хімічному зв'язку. Сили, які сполучають окремі атоми під час їхнього зіткнення й подальшої взаємодії в молекули, йони або кристали, називають хімічним зв'язком.
- Під час утворення хімічного зв'язку атоми намагаються змінити кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні таким чином, щоб їх було вісім, а для атома Гідрогену — два. Атоми віддають або приймають електрони (йонний зв'язок) чи утворюють спільні електронні пари (ковалентний зв'язок).
- Хімічний зв'язок, який виникає в результаті утворення однієї або кількох пар електронів, спільних для двох атомів, називають ковалентним. Ковалентний зв'язок між атомами одного елемента є неполярним, а між атомами різних елементів — полярним. Спільна електронна пара в разі полярного зв'язку зміщується в бік атома більш електронегативного елемента.
- Заряджений атом чи групу атомів називають йоном. Розрізняють катіони — позитивно заряджені йони та аніони — негативно заряджені йони.
- Спроможність атома в хімічній сполуці притягувати валентні електрони інших атомів називають електронегативністю.
- Йонний зв'язок виникає між протилежно зарядженими йонами в результаті їхнього електростатичного притягання. Речовини з переважно йонним типом зв'язку за звичайних умов тверді, крихкі, мають високі температури плавлення й кипіння. До йонних сполук не застосовують поняття «молекула» та «валентність».
- Тверді речовини бувають кристалічними та аморфними. У кристалічних речовинах частинки строго впорядковані й утворюють кристалічні ґратки, в аморфних речовинах — розташовані хаотично.
- Основні типи кристалічних ґраток — атомні, йонні та молекулярні. Вони відрізняються видом хімічного зв'язку між частинками.

- Кількість енергії, необхідної для відриву електрона від незбудженого атома з перетворенням його на позитивно заряджений йон, називають енергією йонізації. Спроможність атомів віддавати електрони вважають мірою металічності елемента. Найменшу енергію йонізації мають лужні металічні елементи.
- Кількість енергії, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома з перетворенням його на негативно заряджений йон, називають спорідненістю до електрона. Найбільшу спорідненість до електрона мають типові неметалічні елементи, найменшу — типові металічні елементи.
- Валентність — це число хімічних зв'язків, утворених атомом у молекулі. Поняття «валентність» застосовують тільки до елементів, що утворюють ковалентні зв'язки. Валентність атома дорівнює числу утворених ним з іншими атомами спільних електронних пар або числу неспарених електронів у нормальному чи збудженому стані на його зовнішньому енергетичному рівні.
- Ступінь окиснення — умовний заряд на атомі в молекулі чи кристалі, який обчислюють, припускаючи, що всі полярні зв'язки мають йонний характер. Ступінь окиснення може мати як позитивне, так і негативне значення. У простих речовинах ступінь окиснення дорівнює нулю. Поняття «ступінь окиснення» застосовують до сполук як із ковалентним, так і з йонним зв'язком.

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

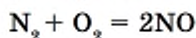
§ 28. Кількість речовини.

Моль — одиниця кількості речовини

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- яку порцію речовини називають кількістю речовини;
- що є одиницею виміру цієї фізичної величини.

Ви вже знаєте, що хімічні перетворення речовин можна передати рівняннями реакцій, наприклад:



Рівняння реакції чітко вказує на те, які порції речовин необхідно взяти для того, щоб вони прореагували без залишку. Це такі порції речовин азоту та кисню, у яких число структурних частинок, а саме число молекул азоту та молекул кисню, було б однаковим.

Проте хіміки, проводячи реакції між речовинами в лабораторії, мають справу не з однією або двома їхніми молекулами чи атомами, а зі зразками речовин, у яких міститься безліч структурних частинок. Зрозуміло, що відлічити «поштучно» потрібне число, наприклад, молекул азоту або молекул кисню, неможливо. Можна зважити порції азоту та кисню, рівні за масою. Але число молекул азоту та молекул кисню в них різне, оскільки маса молекули азоту відрізняється від маси молекули кисню.

*Як же визначити, скільки частинок міститься в тій або іншій порції речовини? Які порції речовин азоту та кисню в нашому випадку необхідно взяти, щоб у них містилося потрібне для реакції число частинок? Щоб вирішити цю проблему, порцію речовини, що містить певне число атомів, молекул або інших структурних частинок, прийнято називати **кількістю речовини**.*

Кількість речовини — фізична величина, не менш важлива для характеристики порції речовини, ніж її маса m , об'єм V або

густина ρ . Кожна фізична величина має одиницю виміру. Для кількості речовини також існує одиниця виміру.

Аби зрозуміти, як учені вибрали одиницю виміру кількості речовини, ознайомимося з однією важливою залежністю. Наприклад, відносна молекулярна маса фтору $M_r(\text{F}_2) = 38$. Позначимо число молекул фтору в порції цієї речовини масою 38 г через N . Виявилось, що в порції будь-якої речовини — простої чи складної — масою (у грамах), яка чисельно дорівнює її молекулярній масі (в атомних одиницях маси), міститься така сама кількість N молекул (атомів тощо). Так, відносна молекулярна маса кисню $M_r(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32$. Отже, у порції кисню масою 32 г міститься стільки ж молекул O_2 , скільки молекул F_2 в порції фтору масою 38 г. Така сама кількість молекул CO_2 міститься і в порції карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу) масою 44 г (відносна молекулярна маса $M_r(\text{CO}_2) = 44$).

Такі порції будь-яких речовин називають молями.

Моль — це кількість речовини, яка містить таке число структурних частинок (атомів, молекул тощо), яке дорівнює числу атомів у 12 г ізотопу Карбону $^{12}\text{C}^*$.

Сьогодні науці відомі абсолютні маси атомів практично всіх хімічних елементів. Так, один атом Нітрогену має масу $2,325 \cdot 10^{-23}$ г, а 1 моль атомів Нітрогену — 14 г/моль. Отже, їхнє відношення дорівнюватиме:

$$\frac{14 \text{ г/моль}}{2,325 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ називають *сталю Авогадро* на честь відомого італійського хіміка Амедео Авогадро. Уперше за допомогою складного експерименту вчені визначили значення цього числа наприкінці XIX ст. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ дуже велике. Аби уявити його, зазначимо лише, що воно більше за число стаканів води, яка міститься у Світовому океані, а щоб зібрати на полях $6,02 \cdot 10^{23}$ зерен пшениці, необхідно було б більше 2 млн років.

Кількість речовини умовно позначають грецькою літерою ν (ню). Кількість речовини не характеризує якісь хімічні особливості речовини, а лише вказує на вміст у ній певного числа молекул, атомів або інших структурних частинок. Саме тому кількість речовини належить не до хімічних, а до фізичних величин.

* Слово «моль» скорочено не записують, як назви інших одиниць виміру (наприклад, грам — г). У поєднанні із числівником, позначеним цифрою, а не словом, слово «моль» не відмінюється: 1 моль, 2 моль, 0,5 моль і т. ін., але два молі, півмоля, п'ять молів тощо.



Розглянемо розв'язування задач за допомогою складання відповідних пропорцій.

Приклад 1. Визначте число молекул, яке міститься в порції хімічної сполуки, кількість речовини якої становить 4 моль.

Дано:

$$\nu(\text{речовини}) = 4 \text{ моль}$$

$$N(\text{речовини}) = ?$$

Розв'язання

Складаємо таку пропорцію:

в 1 моль будь-якої речовини міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок — у даному випадку молекул, тоді в 4 моль їх у чотири рази більше:

$$\begin{aligned} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 4 \text{ моль} &= \\ &= 24,08 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)} = \\ &= 2,408 \cdot 10^{24} \text{ (молекул)}. \end{aligned}$$

Відповідь: $2,408 \cdot 10^{24}$ молекул.

Приклад 2. Скільки атомів Оксигену містить порція озону O_3 , кількість речовини якого становить 1,5 моль?

Дано:

$$\nu(O_3) = 1,5 \text{ моль}$$

$$N(\text{атомів O}) = ?$$

Розв'язання

Складаємо таку пропорцію:

в 1 моль озону міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, отже, в 1,5 моль озону їх буде:

$$\begin{aligned} N(O_3) &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1,5 \text{ моль} = \\ &= 9,03 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}. \end{aligned}$$

З формули речовини O_3 випливає, що кожна молекула озону містить три атоми Оксигену.

Тоді в $9,03 \cdot 10^{23}$ молекул міститиметься:

$$9,03 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 2,709 \cdot 10^{24} \text{ (атомів)}.$$

Відповідь: $2,709 \cdot 10^{24}$ атомів.

Приклад 3. Яка маса порції сульфатної кислоти, якщо кількість її речовини становить 0,25 моль?

Дано:

$$\nu(H_2SO_4) = 0,25 \text{ моль}$$

$$m(H_2SO_4) = ?$$

Розв'язання

Використовуємо таку пропорційну залежність:

маса порції H_2SO_4 кількістю речовини 1 моль становить 98 г, а маса порції H_2SO_4 кількістю речовини 0,25 моль матиме масу x г.

Складаємо пропорцію:

$$\frac{1 \text{ моль } H_2SO_4}{0,25 \text{ моль } H_2SO_4} = \frac{98 \text{ г}}{x \text{ г}}$$

Визначаємо шукану масу:

$$\frac{0,25 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 24,5 \text{ г.}$$

Відповідь: 24,5 г.

Запитання та завдання



1. Яке число молекул міститься в порції хімічної сполуки, кількість речовини якої становить 3 моль?
2. Яку масу матимуть: а) $9,03 \cdot 10^{22}$ молекул карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу) CO_2 ; б) $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул кисню O_2 ; в) $1,204 \cdot 10^{22}$ молекул нітроген(IV) оксиду NO_2 ?
3. У якій кількості речовини сульфур(VI) оксиду SO_3 міститься: а) 21 моль атомів Оксигену; б) 6 моль атомів Сульфуру?
- * 4. Скільки частинок — атомів і молекул — містить порція хлору Cl_2 , кількість речовини якого становить: а) 1 моль; б) 2 моль; в) 3 моль?
- * 5. Які з тверджень, на вашу думку, є правильними:
а) в 1 моль H_2O та HF міститься однакова кількість молекул;
б) в 1 моль HF міститься менше молекул, ніж в 1 моль H_2O , оскільки маса молекули HF більша за масу молекули H_2O ?

§ 29. Молярна маса речовини

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- яку масу речовини називають молярною масою;
- чому дорівнює числове значення молярної маси;
- як позначають та у яких одиницях вимірюють молярну масу речовини;
- якими співвідношеннями молярна маса речовини пов'язана з масою та кількістю цієї речовини й числом частинок у ній.

Масу 1 моль речовини називають **молярною масою**. Її виражають у г/моль. Щоб зрозуміти, чому дорівнює, наприклад, молярна маса силіцію, достатньо звернутися до визначення моля. Так, 1 моль атомів Силіцію — це число атомів у порції

силіцію масою 28 г, отже, маса 1 моль силіцію, тобто молярна маса силіцію $M(\text{Si}) = 28$ г/моль.

Числове значення молярної маси речовини завжди дорівнює її відносній атомній масі A_r , якщо речовина складається з атомів, або відносній молекулярній масі M_r , якщо речовина складається з молекул.

Наприклад, маса 1 моль молекул:

- кисню дорівнює 32 г (молярна маса $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль, а відносна молекулярна маса $M_r(\text{O}_2) = 32$),
- води — 18 г (молярна маса $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль, а $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$),
- вуглекислого газу — 44 г (молярна маса $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль, а $M_r(\text{CO}_2) = 44$).

Маса 1 моль атомів Кальцію дорівнює 40 г (молярна маса $M(\text{Ca}) = 40$ г/моль, а $A_r(\text{Ca}) = 40$).

Легко побачити, що речовини, узяті кількістю речовини 1 моль, мають не тільки різну масу, а й займають різний об'єм (рис. 35).

Як практично скористатися молем для того, щоб визначити, які саме порції речовин потрібні для проведення реакції $\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$? Зрозуміло, що для цього необхідно взяти, наприклад, по одному молю речовин, тоді число їхніх структурних частинок буде однаковим. Щоб узяти порцію графіту, що містить 1 моль атомів, і порцію кисню, яка містить 1 моль молекул, скористаємося зв'язком між кількістю речовини та молярною масою.

Молярна маса $M(\text{C}) = 12$ г/моль, а молярна маса $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль. Отже, якщо взяти порцію графіту масою 12 г і порцію кисню масою 32 г, то матимемо по 1 моль, тобто по $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок кожного з реагентів. Таким чином,

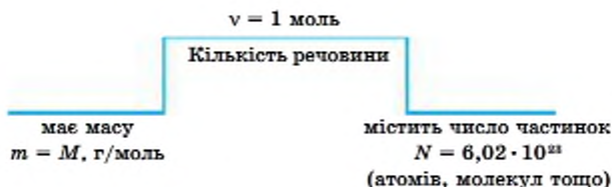


Рис. 35. Зразки речовин кількістю речовини 1 моль:

- a — 342 г цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; b — 18 г води H_2O ; c — 200,6 г ртуті Hg ;
 d — 32 г сірки S ; e — 58,5 г кухонної солі NaCl ; f — 63,5 г міді Cu ;
 g — 207,2 г свинцю Pb ; z — 294 г калій дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

якщо на один атом Карбону припадає одна молекула кисню відповідно до рівняння реакції між цими речовинами, то вона перебігає без залишку.

Отже, кількість речовини — моль — взаємозв'язана як із числом N частинок, що входять до її складу, так і з молярною масою M речовини.



Якщо число частинок у порції будь-якої речовини X масою m відрізняється від сталої Авогадро N_A , то його позначають N . Таким чином, кількість речовини $\nu(X)$ можна зв'язати із числом $N(X)$ частинок, що містяться в ній, та її масою $m(X)$ такими формулами:

$$\nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{і} \quad \nu(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

Остання формула дає змогу визначити розмірність

$$N_A \left(\frac{1}{\text{моль}}, \text{ або моль}^{-1} \right),$$

а також знайти співвідношення між масою речовини та числом частинок у ній:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{N(X)}{N_A}$$

Отже, за відомою величиною маси $m(X)$ порції речовини можна визначити число $N(X)$ частинок і, навпаки, за відомим значенням $N(X)$ можна визначити масу $m(X)$ порції речовини.

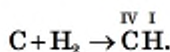
Амедео Авогадро (1776–1856)

Італійський фізик і хімік, який запровадив поняття «молекула» та «молекулярна вага». У 1814 р. відкрив закон, у подальшому названий його ім'ям. На підставі цього закону розробив метод визначення молекулярних та атомних мас.





Обчисліть: а) масу; б) кількість речовини; в) молярну масу; г) число молекул речовини, яка утворилася внаслідок взаємодії 36 г вуглецю з воднем відповідно до схеми реакції:



Дано:

$$m(\text{C}) = 36 \text{ г}$$

$$m(\text{C}_x\text{H}_y) = ?$$

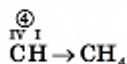
$$\nu(\text{C}_x\text{H}_y) = ?$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = ?$$

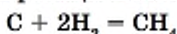
$$N(\text{C}_x\text{H}_y) = ?$$

Розв'язання

Складемо формулу шуканої сполуки відповідно до валентності атомів обох елементів:



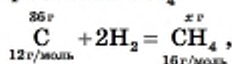
Запишемо рівняння реакції взаємодії:



Визначимо молярну масу речовини CH_4 :

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ (г/моль)}.$$

Визначимо масу речовини CH_4 :



$$x = \frac{36 \text{ г} \cdot 16 \text{ г/моль}}{12 \text{ г/моль}} = 48 \text{ г}.$$

Визначимо кількість речовини CH_4 :

$$\nu(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{48 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

Визначимо число молекул CH_4 в 4 моль цієї речовини за пропорцією:

в 1 моль CH_4 міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,
у 4 моль CH_4 — x молекул.

$$x = \frac{4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1} = 2,408 \cdot 10^{24} \text{ (молекул)}.$$

А тепер обчислимо шукане число молекул метану CH_4 , скориставшись узагальненою формулою

$$\nu(\text{X}) = \frac{N(\text{X})}{N_A} \text{ або } \nu(\text{CH}_4) = \frac{N(\text{CH}_4)}{N_A},$$

звідки $N(\text{CH}_4) = \nu(\text{CH}_4)N_A$.

Тоді $N(\text{CH}_4) = 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,408 \cdot 10^{24}$ (молекул).

Таким чином, результати обох розрахунків виявились однаковими.

Відповідь: а) 48 г; б) 4 моль; в) 16 г/моль;
г) $2,408 \cdot 10^{24}$ молекул.



1. Чому дорівнює молярна маса: а) амоніаку NH_3 ; б) сульфур(IV) оксиду SO_2 ; в) хлоридної кислоти HCl ; г) карбон(IV) хлориду CCl_4 ?
2. Обчисліть масу: а) двох молів водню; б) трьох молів кисню; в) п'яти молів води.
3. Яка кількість речовини міститься в зразку заліза масою: а) 140 г; б) 179,2 г; в) 1,4 г?
4. Визначте молярну масу речовини, коли відомо, що: а) 7 моль мають масу 448 г; б) 3,5 моль мають масу 84 г; в) 0,25 моль мають масу 8 г.
5. Обчисліть, маса якої з речовин більша та в скільки разів: а) 3 моль кисню або 2 моль азоту; б) 5 моль води або 1,4 моль хлору Cl_2 ; в) 1 моль кальцій оксиду або 1 моль магній оксиду.
6. Скільки молекул міститься: а) в 1 моль гідроген сульфіді H_2S ; б) у 6 моль гідроген сульфіді H_2S ; в) в 0,5 моль гідроген сульфіді H_2S ?
7. Визначте масу 0,5 моль сульфатної кислоти. Скільки молів атомів Гідрогену, Сульфур, Оксигену міститься в цій кількості H_2SO_4 ?
8. Скільки атомів кисню міститься: а) у 3 моль сульфур(IV) оксиду; б) у 40 г купрум(II) оксиду?
9. Яку кількість речовини становлять $30,1 \cdot 10^{23}$ атомів Натрію? Визначте масу (у грамах) указанного числа цих атомів.
10. Скільки атомів Гідрогену та Оксигену міститься у воді кількістю речовини 1 моль?
11. Визначте масу: а) $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул карбон(IV) сульфіді CS_2 ; б) $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул кисню; в) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул сульфатної кислоти.
- *12. Відповідно до рівняння реакції

$$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$$
натрій тетрагідроксицинкат
 визначте: а) масу; б) кількість речовини; в) формульну масу хром(III) оксиду, якщо в реакцію вступило 10,4 г хрому.
- *13. Обчисліть: а) масу; б) кількість речовини сірки; в) число молекул, що прореагували з алюмінієм, якщо при цьому утворилося 30 г алюміній сульфіді? Визначте індекси за відомими значеннями валентності $\overset{\text{III}}{\text{Al}}\overset{\text{II}}{\text{S}}$. Чому дорівнює формульна маса цієї сполуки?



§ 30. Розрахункові задачі: обчислення числа атомів (молекул) у певній кількості речовини

У цьому параграфі ви навчитеся

обчислювати число атомів (молекул) у певній кількості речовини.

З викладеного вище теоретичного матеріалу можна зробити висновок: кожна речовина складається з величезного числа сполучених між собою структурних частинок (атомів, молекул, формульних одиниць тощо), які мають певну відносну атомну (A_r) чи молекулярну або формульну масу (M_r). Кожну порцію речовини можна охарактеризувати її масою m (г), у випадку газів — об'ємом V (дм³), кількістю речовини ν (моль), числом частинок N (атомів, молекул тощо), а також сталими величинами — молярною масою M (г/моль), густиною ρ (г/см³ — у випадку твердих або рідких речовин, г/дм³ — у випадку газуватих речовин) (схема 3).

Схема 3

	Вода H_2O		
	$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$	Молярна маса	$M(Hg) = 200,59 \text{ г/моль}$
	$m(H_2O) = 18 \text{ г}$	Маса	$m(Hg) = 200,59 \text{ г}$
	$\rho(H_2O) = 1 \text{ г/см}^3$	Густина	$\rho(Hg) = 13,53 \text{ г/см}^3$
	$V(H_2O) = \frac{18 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 18 \text{ см}^3$	Об'єм	$V(Hg) = \frac{200,59 \text{ г}}{13,53 \text{ г/см}^3} = 14,83 \text{ см}^3$
	$\nu(H_2O) = \frac{18 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$	Кількість речовини	$\nu(Hg) = \frac{200,59 \text{ г}}{200,59 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$
	$N(H_2O) =$ $= 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \cdot 1 \text{ моль} =$ $= 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$	Число частинок	$N(Hg) =$ $= 6 \cdot 10^{23} \text{ атомів/моль} \cdot 1 \text{ моль} =$ $= 6 \cdot 10^{23} \text{ атомів}$

Математичний зв'язок між цими характеристиками, наведений відповідними формулами, дає можливість за допомогою деяких відомих величин обчислити третю.

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Яке число атомів Карбону в алмазі, якщо взяли його порцію кількістю речовини 15 моль?



Дано:
 $\nu(\text{C}) =$
 $= 15$ моль

 $N(\text{C}) = ?$

Розв'язання

Алмаз — це одна з небагатьох речовин, у вигляді якої Карбон існує в природі. Вона складається з його атомів. Число атомів N пов'язане з кількістю речовини ν співвідношенням

$$\nu(\text{C}) = \frac{N(\text{C})}{N_A}$$

Отже,

$$\begin{aligned} N(\text{C}) &= \nu(\text{C}) \cdot N_A = \\ &= 15 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = \\ &= 9,03 \cdot 10^{24} \text{ (атомів)}. \end{aligned}$$

Відповідь: $9,03 \cdot 10^{24}$ атомів Карбону.

Приклад 2. Обчисліть кількість речовини та число атомів Силіцію й Оксигену в сполуці SiO_2 , узятій кількістю речовини 3 моль.

Дано:
 $\nu(\text{SiO}_2) =$
 $= 3$ моль

 $\nu(\text{Si}) = ?$
 $\nu(\text{O}) = ?$
 $N(\text{Si}) = ?$
 $N(\text{O}) = ?$

Розв'язання

Аналіз складу силіцій(IV) оксиду SiO_2 вказує на те, що в одній його структурній частинці міститься один атом Силіцію та два атоми Оксигену.

Тоді в 1 моль SiO_2 буде міститися 1 моль атомів Силіцію та 2 моль атомів Оксигену.

Отже, у 3 моль SiO_2 міститиметься 3 моль атомів Силіцію, що становить:

$$\begin{aligned} N(\text{Si}) &= 3 \cdot N_A = 3 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = \\ &= 1,806 \cdot 10^{24} \text{ (атомів)}. \end{aligned}$$

Оскільки число атомів Оксигену в кожному молі SiO_2 удвічі більше за число атомів Силіцію, то

$$\begin{aligned} N(\text{O}) &= 2N(\text{Si}) = 2 \cdot 1,806 \cdot 10^{24} \text{ атомів} = \\ &= 3,612 \cdot 10^{24} \text{ атомів}. \end{aligned}$$

Відповідь: 3 моль атомного Силіцію; 6 моль атомного Оксигену; $1,806 \cdot 10^{24}$ атомів Силіцію; $3,612 \cdot 10^{24}$ атомів Оксигену.

Приклад 3 (пряма задача). Скільки атомів Аргентуму міститься в порції срібла масою 36 г? Яку кількість речовини це становить?

Дано:
 $m(\text{Ag}) = 36$ г

 $N(\text{Ag}) = ?$

Розв'язання

Кількість речовини дорівнює:

$$\nu(\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} \text{ або } \nu(\text{Ag}) = \frac{N(\text{Ag})}{N_A}$$

Об'єднуємо ці формули в співвідношення:

$$\frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = \frac{N(\text{Ag})}{N_A}$$

Оскільки срібло — речовина немалекулярної (металічної) будови, то його атомна маса $A(\text{Ag})$ чисельно дорівнює формульній масі $M(\text{Ag})$. Тоді маємо:

$$\begin{aligned} N(\text{Ag}) &= \frac{m(\text{Ag}) \cdot N_A}{M(\text{Ag})} = \\ &= \frac{36 \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомів/моль}}{108 \text{ г/моль}} = 2 \cdot 10^{23} \text{ атомів.} \end{aligned}$$

$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів становить 1 моль Ag,

а $2,0 \cdot 10^{23}$ атомів — x моль Ag.

Складемо пропорцію:

$$x = \frac{2,0 \cdot 10^{23} \cdot 1}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,33 \text{ моль.}$$

Відповідь: $2 \cdot 10^{23}$ атомів Аргентуму, 0,33 моль срібла.

Приклад 4 (обернена задача). Якою є маса $1,204 \cdot 10^{26}$ атомів Цинку та якій кількості речовини вона дорівнює?

Дано:

$$N(\text{Zn}) = 1,204 \cdot 10^{26}$$

$$m(\text{Zn}) = ?$$

Розв'язання

Скористаємося об'єднаною формулою

$$\frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{N(\text{Zn})}{N_A}$$

тоді

$$\begin{aligned} m(\text{Zn}) &= \frac{M(\text{Zn}) \cdot N(\text{Zn})}{N_A} = \\ &= \frac{65 \text{ г/моль} \cdot 1,204 \cdot 10^{26} \text{ атомів}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомів/моль}} = 13 \cdot 10^3 \text{ г} = 13 \text{ кг.} \end{aligned}$$

$65 \cdot 10^{-3}$ кг цинку становить 1 моль,

а 13 кг цинку — x моль.

Звідси

$$x = \frac{13 \cdot 1}{65 \cdot 10^{-3}} = 200 \text{ (моль).}$$

Відповідь: маса $1,204 \cdot 10^{26}$ атомів Цинку становить 13 кг, що дорівнює кількості речовини цинку 200 моль.

Запитання та завдання

- Обчисліть масу: а) 10^{18} молекул гідроген сульфиду H_2S ; б) $6 \cdot 10^{12}$ атомів Феруму; в) 26 моль атомів Мангану; г) 2700 молекул азоту N_2 ?



- Скільки моль сульфатної кислоти H_2SO_4 можна одержати з $15,05 \cdot 10^{23}$ атомів Сульфуру?
- У якій масі дихроматної кислоти $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ міститься 28 моль атомів Оксигену?
- Скільки атомів Бору міститься в 1010 г натрій тетраборату $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?
- Скільки молекул водню H_2 і скільки молекул кисню O_2 необхідно для добування 10 моль води?
- У якій масі метану CH_4 міститься стільки ж молекул, скільки їх міститься у 28 г азоту?
- У якій масі заліза міститься стільки ж атомів, скільки їх міститься в 21,6 г срібла?
- Відомо, що 6 моль двоатомних молекул деякого неметалічного елемента мають масу 192 г. Про яку речовину йдеться?
- Відомо, що 324 г деякого металу містять 3 моль атомів цього металічного елемента. Визначте, що це за метал.
- У якій кількості речовини калій ортофосфату K_3PO_4 міститься: а) 10^{-4} моль атомів Калію; б) 3,5 моль атомів Фосфору; в) 10^{29} атомів Оксигену?

§ 31. Розрахункові задачі: обчислення за хімічною формулою молярної маси, маси й кількості речовини

У цьому параграфі ви навчитеся:

- виконувати розрахунки молярної маси та кількості речовини, маси порції речовини;
- здійснювати розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1 (пряма задача). Яка кількість речовини хром(III) гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$ відповідає його масі 10,3 г?



Дано:
 $m(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 10,3 \text{ г}$
 $\nu(\text{Cr}(\text{OH})_3) = ?$

Розв'язання
 Застосуємо формулу

$$\nu(\text{Cr}(\text{OH})_3) = \frac{m(\text{Cr}(\text{OH})_3)}{M(\text{Cr}(\text{OH})_3)}$$

Обчислюємо відносну формульну масу $M_r(\text{Cr}(\text{OH})_3)$:

$$\begin{aligned}M_r(\text{Cr}(\text{OH})_3) &= \\&= A_r(\text{Cr}) + 3A_r(\text{O}) + 3A_r(\text{H}) = \\&= 52 + 3 \cdot 16 + 3 \cdot 1 = 103.\end{aligned}$$

Оскільки відносна формульна маса чисельно дорівнює формульній масі, то молярна маса $M(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 103$ г/моль.

Тоді

$$\nu(\text{Cr}(\text{OH})_3) = \frac{10,3 \text{ г}}{103 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ (моль)}.$$

Відповідь: кількість речовини хром(III) гідроксиду становить 0,1 моль.

Приклад 2 (пряма задача). Якій кількості речовини відповідає: а) 84 г силіцію; б) 208 г хрому; в) 355 г хлору Cl_2 ; г) 222 г кальцій хлориду CaCl_2 ?

Дано:

$$m(\text{Si}) = 84 \text{ г}$$

$$m(\text{Cr}) = 208 \text{ г}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 355 \text{ г}$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 222 \text{ г}$$

$$\nu(\text{Si}) = ?$$

$$\nu(\text{Cr}) = ?$$

$$\nu(\text{Cl}_2) = ?$$

$$\nu(\text{CaCl}_2) = ?$$

Розв'язання

Кількість речовини ν пов'язана з її масою m формулою

$$\nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Спочатку обчислимо молярні або формульні маси $M(X)$ даних речовин за допомогою періодичної системи елементів:

$$A_r(\text{Si}) = 28; M(\text{Si}) = 28 \text{ г/моль};$$

$$A_r(\text{Cr}) = 52; M(\text{Cr}) = 52 \text{ г/моль};$$

$$A_r(\text{Cl}) = 35,5; M_r(\text{Cl}_2) = 2 \cdot A_r(\text{Cl}) = 71;$$

$$M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль},$$

$$M_r(\text{CaCl}_2) = A_r(\text{Ca}) + 2A_r(\text{Cl}) = 111;$$

$$M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}.$$

Тепер визначимо кількості речовин:

$$\text{а) } \nu(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} = \frac{84}{28} = 3 \text{ (моль)};$$

$$\text{б) } \nu(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M(\text{Cr})} = \frac{208}{52} = 4 \text{ (моль)};$$

$$\text{в) } \nu(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{355}{71} = 5 \text{ (моль)};$$

$$\text{г) } \nu(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2)} = \frac{222}{111} = 2 \text{ (моль)}.$$

Відповідь: а) 3 моль силіцію; б) 4 моль хрому; в) 5 моль хлору; г) 2 моль кальцій хлориду.

Приклад 3 (обернена задача). Якою є маса порції алюміній оксиду Al_2O_3 , якщо кількість речовини в ній становить 0,5 моль?

Дано:
 $\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,5$ моль

 $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$

Розв'язання
 Для розв'язування задачі потрібно використати формулу, що пов'язує масу m порції речовини з її кількістю речовини ν :

$$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)},$$

звідси

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \nu(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3).$$

Обчислюємо відносну формульну масу Al_2O_3 :

$$\begin{aligned} M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) &= 2A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102. \end{aligned}$$

Відносна формульна маса M_r чисельно дорівнює формульній масі M , отже,

$$M = 102 \text{ г/моль.}$$

Тоді

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,5 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 51 \text{ г.}$$

Відповідь: маса алюміній оксиду становить 51 г.

Іноді для розв'язування задач, подібних до розглянутих вище, використовують метод, який полягає в складанні відповідних пропорцій.

Приклад 4. Обчисліть масу одного атома Ауруму та скільки молів золота вона становить?

Дано:
 $N(\text{Au}) = 1$ атом

 $m(\text{Au}) = ?$

Розв'язання
 Оскільки

$$A_r(\text{Au}) = 197, \text{ то } M(\text{Au}) = 197 \text{ г/моль.}$$

Це означає, що 1 моль атомів Ауруму має масу 197 г і містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів. З урахуванням цього можна скласти пропорцію:

маса $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Ауруму дорівнює 197 г, а маса 1 атома Ауруму — x г.

Із пропорції отримаємо:

$$x = m(\text{Au}) = \frac{1 \cdot 197}{6,02 \cdot 10^{23}} = 3,27 \cdot 10^{-22} \text{ (г).}$$

Таку задачу можна розв'язати також за допомогою наведених вище формул, зокрема:

$$\frac{m(\text{Au})}{A_r(\text{Au})} = \frac{N(\text{Au})}{N_A}$$

Оскільки золото — речовина немалекулярної (металічної) будови, то його відносна атомна маса $A_r(\text{Au})$ дорівнює формульній масі $M(\text{Au})$, тобто $A_r(\text{Au}) = 197$, відповідно $M(\text{Au}) = 197$ г/моль, звідки

$$m(\text{Au}) = \frac{M(\text{Au}) \cdot N(\text{Au})}{N_A} =$$

$$= \frac{197 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ атом}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ атом/моль}} = 3,27 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

197 г золота становить 1 моль,
а $3,27 \cdot 10^{-22}$ г золота — x моль.
Тоді

$$x = \frac{3,27 \cdot 10^{-22} \cdot 1}{197} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ (моль).}$$

Відповідь: маса одного атома Ауруму становить $3,27 \cdot 10^{-22}$ г і $1,66 \cdot 10^{-24}$ моль.

Приклад 5. У результаті згоряння магнію в атмосфері кисню утворився оксид складу MgO . а) Яке число атомів магнію вступило в реакцію з $3,612 \cdot 10^{23}$ молекулами кисню? б) Яка кількість речовини магній оксиду при цьому утворилася?

Дано:

$$N(\text{O}_2) = 3,612 \cdot 10^{23}$$

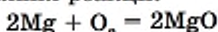
молекул

$$N(\text{атомів Mg}) = ?$$

$$v(\text{MgO}) = ?$$

Розв'язання

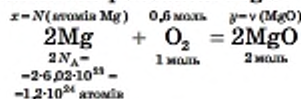
Складемо рівняння реакції:



Визначимо число моль кисню O_2 :

$$v(\text{O}_2) = \frac{N(\text{O}_2)}{N_A} = \frac{3,612 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,6 \text{ (моль).}$$

Згідно з рівнянням реакції визначимо N (атомів Mg) і кількість речовини MgO :



$$N(\text{Mg}) = \frac{1,2 \cdot 10^{24} \text{ атомів} \cdot 0,6 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 7,2 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

$$v(\text{MgO}) = \frac{2 \text{ моль} \cdot 0,6 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1,2 \text{ моль.}$$

Відповідь: а) $7,2 \cdot 10^{23}$ атомів Mg;
б) 1,2 моль MgO .

Приклад 6. У якому масовому співвідношенні потрібно взяти залізо та йод, щоб у результаті нагрівання одержати ферум(II) йодид кількістю речовини 0,2 моль?

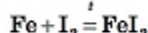
Дано:

$$v(\text{FeI}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

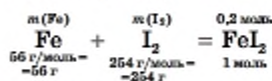
$$m(\text{Fe}) : m(\text{I}_2) = ?$$

Розв'язання

Складемо рівняння реакції:



Згідно з рівнянням реакції



визначимо маси реагентів — заліза та йоду:

$$m(\text{Fe}) = \frac{56 \text{ г} \cdot 1 \text{ моль}}{0,2 \text{ моль}} = 280 \text{ г},$$

$$m(\text{I}_2) = \frac{254 \text{ г} \cdot 0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 50,8 \text{ г}.$$

Знаходимо масове співвідношення заліза та йоду:

$$m(\text{Fe}) : m(\text{I}_2) = 280 : 50,8 = 7 : 1,27.$$

Відповідь: 7 : 1,27.

Запитання та завдання

- Обчисліть молярну та молекулярну маси сполуки, порція якої має масу 3,2 г, а кількість речовини становить 0,05 моль?
- Під час згоряння заліза в атмосфері кисню O_2 утворюється оксид, який має склад Fe_3O_4 . Яке число атомів Феруму вступило в реакцію з $2,408 \cdot 10^{24}$ молекулами кисню O_2 та яка кількість речовини Fe_3O_4 при цьому утворилася?
- Унаслідок розкладання аргентум оксиду Ag_2O , кількість речовини якого становила 0,4 моль, одержали срібло та кисень O_2 . Яке число атомів Аргентуму та яке число молекул кисню O_2 внаслідок цього утворилося?
- Скільки молів води та яка маса карбон(IV) оксиду CO_2 утвориться в результаті згоряння 12 г метану CH_4 ?
- У якому масовому співвідношенні необхідно змішати алюміній та сірку, щоб одержати алюміній сульфід Al_2S_3 кількістю речовини 0,5 моль?
- Скільки молів фосфор(V) оксиду P_2O_5 утвориться в результаті згоряння 62 г фосфору P? Скільки молів кисню буде при цьому витрачено?
- Яка маса вуглецю згоріла, якщо при цьому було зібрано 110 г карбон(IV) оксиду CO_2 ?
- Зразки цинку кількістю речовини по 0,4 моль вступили в такі реакції: а) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$; б) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$; в) $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$. Якими будуть маси сполук Цинку, що утворяться внаслідок цього?

§ 32. Молярний об'єм газів. Закон Авогадро

У цьому параграфі ви:

- дізнаєтеся, що таке молярний об'єм газу;
- навчитеся виконувати обчислення на підставі закону Авогадро.

Відстані між частинками в речовинах, які перебувають у твердому та рідкому станах, незначною мірою відрізняються від розмірів цих частинок. Тому об'єм твердих і рідких речовин практично не залежить від величини зовнішнього тиску. Відста-

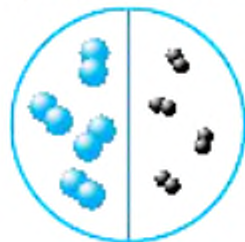


Рис. 36. Розміри молекул газуватих речовин не впливають на об'єм газу

ні ж між частинками в речовинах у газуватому стані значно більші, ніж їхні розміри. Розмір і склад їхніх молекул газуватих речовин не впливають на величину об'єму, що займає газ (рис. 36).

Щоб порівнювати об'єми різних газів, заведено вимірювати ці об'єми за однакових умов, а саме: за температури 273 К (0 °С) і тиску 101 325 Па, або 101,3 кПа (760 мм рт. ст., або 1 атм). Такі умови називають ще *нормальними умовами* та скорочено позначають «н. у.». Таким чином,

газувата речовина кількістю 1 моль незалежно від її природи за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

Цей об'єм називають молярним об'ємом газу. *Молярний об'єм газу* — це об'єм 1 моль даного газу за нормальних умов. Його позначають V_m і виражають у л/моль (л·моль⁻¹). Молярний об'єм V_m газу визначають із відношення об'єму $V(X)$ газу (за н. у.) до відповідної кількості речовини $\nu(X)$:

$$V_m = \frac{V(X)}{\nu(X)}$$

Отже, властивості газуватої речовини, що перебуває за нормальних умов, можна схематично подати так:



Виявлення подібної залежності на початку XIX ст. дало можливість італійському вченому А. Авогадро висунути гіпотезу, яка згодом стала *законом Авогадро*:

в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакове число молекул.

Якщо кількість газуватої речовини ν відрізняється від 1 моль, то її можна визначити за формулою

$$\nu(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

У такому разі для однакової кількості речовини справедливі такі співвідношення:

$$\frac{V(X)}{V_m} = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{і} \quad \frac{V(X)}{V_m} = \frac{N(X)}{N_A}$$

Приклади розв'язування задач

На відміну від твердих речовин, гази найчастіше характеризують не масою, а об'ємом.



Приклад 1. Скільки молекул сульфур(IV) оксиду міститься в його порції кількості речовини 1,5 моль? Яка її маса та об'єм за нормальних умов?

Дано:
 $\nu(\text{SO}_2) =$
 $= 1,5 \text{ моль}$

$N(\text{SO}_2) = ?$
 $m(\text{SO}_2) = ?$
 $V(\text{SO}_2) = ?$

Розв'язання

Скористаємося формулами

$$\nu(X) = \frac{N(X)}{N_A}, \quad \nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{і} \quad \nu(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

$$M(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ г/моль.}$$

Із цих формул випливає:

$$N(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot N_A;$$

$$N(\text{SO}_2) = 1,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} =$$

$$= 9,03 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

$$m(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2);$$

$$m(\text{SO}_2) = 1,5 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 96 \text{ г.}$$

$$V(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot V_m;$$

$$V = 1,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 33,6 \text{ л.}$$

Відповідь: $9,03 \cdot 10^{23}$ молекул сульфур(IV) оксиду; 96 г сульфур(IV) оксиду; 33,6 л сульфур(IV) оксиду (н. у.).

Приклад 2. Яка кількість речовини та яке число атомів Нітрогену міститься в порції азоту N_2 , який займає об'єм 280 л за нормальних умов?

Дано:

$$V(N_2) = 280 \text{ л}$$

$$v(N_2) = ?$$

$$N(N) = ?$$

Розв'язання

Визначаємо кількість речовини азоту N_2 :

$$v = \frac{V}{V_m}; \quad v(N_2) = \frac{280 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}};$$

$$v(N_2) = 12,5 \text{ моль.}$$

Визначаємо число молекул N_2 , виходячи з формули

$$N = v \cdot N_A; \quad N(N_2) = v(N_2) \cdot N_A;$$

$$N(N_2) = 12,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 7,525 \cdot 10^{24} \text{ молекул.}$$

Визначаємо число атомів з урахуванням того, що в кожній молекулі N_2 міститься два атоми Нітрогену:

в 1 молекулі азоту — 2 атоми Нітрогену,

а в $7,525 \cdot 10^{24}$ молекул азоту — x атомів.

Звідси

$$x = \frac{7,525 \cdot 10^{24} \cdot 2}{1} = 1,505 \cdot 10^{26} \text{ атомів.}$$

Відповідь: $v(N_2) = 12,5$ моль;

$N(N) = 1,505 \cdot 10^{26}$ атомів.

Приклад 3. У 400 г води розчинили 89,6 л HCl за нормальних умов. Яка масова частка (%) хлоридної кислоти в утвореному розчині?

Дано:

$$m(H_2O) = 400 \text{ г}$$

$$V(HCl) = 89,6 \text{ л}$$

$$w(HCl) = ?$$

Розв'язання

Визначаємо масу гідроген хлориду $m(HCl)$:

22,4 л HCl мають масу 36,5 г,

а 89,6 л HCl — $m(HCl)$ г.

$$m(HCl) = \frac{89,6 \text{ л} \cdot 36,5 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 146 \text{ г.}$$

Визначаємо масу розчину HCl:

$$m(\text{р-ну}) = m(H_2O) + m(HCl) = 400 + 146 = 546 \text{ (г).}$$

Визначаємо масову частку хлоридної кислоти:

$$w(HCl) = \frac{m(HCl)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100 \% = \frac{146}{546} \cdot 100 \% = 26,7 \%.$$

Відповідь: $w(HCl) = 26,7 \%.$

Запитання та завдання

1. Що таке молярний об'єм газу?
2. Які умови називають нормальними?
3. Сформулюйте закон Авогадро.
4. Чи однакові числа молекул за нормальних умов: а) в 1 г кисню O_2 і в 1 г сульфур(IV) оксиду SO_2 ; б) в 1 л O_2 та в 1 л SO_2 ; в) в 1 моль O_2 та в 1 моль SO_2 ?



5. Яку масу матимуть гази, об'єми яких виміряно за нормальних умов: а) 4,48 л O_2 ; б) 13,44 л SO_2 ; в) 3,36 л HCl ; г) 5,6 л CH_4 ?
6. Який об'єм за нормальних умов займає: а) хлор Cl_2 , маса якого становить 28,4 г; б) гідроген йодид HI , кількість речовини якого дорівнює 0,6 моль; в) кисень O_2 , маса якого становить 64 г?
7. Яка відносна молекулярна маса газу, якщо за нормальних умов його об'єм становить 0,32 л, а маса — 1,144 г?
8. Якою є молярна маса газу, якщо його густина за нормальних умов дорівнює 1,964 г/л?
- * 9. Який об'єм за нормальних умов займає суміш 0,5 моль карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу) CO_2 і 0,5 моль кисню O_2 ?
- * 10. Який із газів — NH_3 , HF , NO_2 — узяли, якщо його маса дорівнює 11,5 г і за нормальних умов він займає об'єм 5,6 л?
11. У якій масі вуглекислого газу CO_2 міститься стільки молекул, скільки їх за нормальних умов міститься у порції метану CH_4 об'ємом 6,72 л (н.у.)?
12. У порції води масою 239 г розчинили 5,6 л (н.у.) карбон(III) оксиду. Якою є масова частка цього газу в розчині?
- * 13. У посудину налили 500 г розчину з масовою часткою амоніаку NH_3 25 %. Розчин обережно нагріли, у результаті чого випарилося 3,35 л (н.у.) амоніаку та 5 г води. Якою стала масова частка амоніаку в утвореному розчині?

§ 33. Відносна густина газів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся про:

- відносну густина газу;
- деякі поняття, користуючись якими ви зможете виконувати різні обчислення для визначення відносної густини газів.

Вивчаючи властивості газу, важливо знати, легший чи важчий він за інші гази або їхні суміші (наприклад, за водень або повітря). Це вкрай необхідно, щоб визначити, де можна застосувати певний газ на практиці, зрозуміти, у яких шарах атмосфери він зосереджується і т. ін. Це важливо знати й для того, щоб

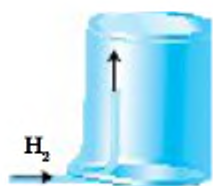


Рис. 37. Збирання водню витискуванням повітря



Рис. 38. Збирання кисню витискуванням повітря

вирішити, як розташувати посудину для збирання газу — догори дном (рис. 37) чи догори отвором (рис. 38).

Для того щоб оцінити, легший чи важчий газ порівняно з іншим газом, користуються значенням відносної густини газу.

Із визначення густини ρ речовини випливає, що маса m порції речовини об'ємом V дорівнює

$$m(X) = \rho(X) \cdot V(X).$$

Згідно із цією формулою однакові об'єми газів за однакових умов (наприклад, за $T = 273 \text{ K}$ і $P = 101\,325 \text{ Па}$) мають різні маси через розбіжності у величинах густини ρ_1 і ρ_2 цих газів:

$$m_1(X_1) = \rho_1(X_1) \cdot V(X_1), \quad m_2(X_2) = \rho_2(X_2) \cdot V(X_2).$$

Для 1 моль будь-якого газу за нормальних умов $V = V_m = 22,4 \text{ л/моль}$, тоді наведена формула для визначення молярної маси газу набуває вигляду

$$M = 22,4\rho.$$

Відношення значень густини газів у хімії та фізиці називають *відносною густиною одного газу за іншим*. Відносну густину позначають буквою D :

$$D_{O_2}(CO_2) = \frac{\rho(CO_2)}{\rho(O_2)}.$$

Умовно позначивши формулу CO_2 як X , а формулу O_2 — як X_1 , відносну густину газів можна виразити таким чином:

$$D_{X_1}(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(X_1)} = \frac{M(X)}{M(X_1)} = \frac{M_r(X)}{M_r(X_1)}.$$

Відносна густина газу за іншим газом є відношенням молярних або відносних молекулярних мас цих газів.

Найчастіше відносну густину газу визначають за воднем і за повітрям.

За молярну масу повітря беруть величину, що дорівнює 29 г/моль, яку ще називають *середньою відносною молярною масою повітря*. Як відомо, повітря є сумішшю в основному газів азоту та кисню, тому молекули повітря не існує.

Відносну густину будь-якого газу за повітрям і воднем обчислюють відповідно за формулами

$$D_{\text{пов}}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(\text{пов})} = \frac{M_r(X)}{29};$$

$$D_{\text{H}_2}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{M_r(X)}{2}.$$

Якщо відомо відносну густину газу, наприклад, за воднем або за повітрям, то можна визначити його молярну масу:

$$M(X) = 2D_{\text{H}_2}(X);$$

$$M(X) = 29D_{\text{пов}}(X).$$

Густину газів можна визначати не тільки за воднем і за повітрям, а й за будь-яким іншим газом.

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Якою є густина газуватого хлору (за н. у.)?



Дано:

газ Cl_2

$\rho(\text{Cl}_2) = ?$

Розв'язання

Густина газу пов'язана з його молярною масою та молярним об'ємом формулою

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_m},$$

за якою й обчислюємо густину газуватого хлору:

$$\rho(\text{Cl}_2) = \frac{M(\text{Cl}_2)}{V_m} = \frac{71 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3,17 \text{ г/дм}^3.$$

Відповідь: 3,17 г/л (н. у.).

Приклад 2. Відносна густина газуватої речовини за метаном CH_4 дорівнює 4. Які відносна молекулярна та молярна маси, а також маса однієї молекули цієї речовини?

Дано:

$N(X) = 1$ молекула

$D_{\text{CH}_4}(X) = 4$

$M_r(X) = ?$

$M(X) = ?$

$m(\text{молекули}) = ?$

Розв'язання

Для відповіді на перше запитання задачі скористаємося формулою

$$D_{\text{CH}_4}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{CH}_4)}.$$

Тоді

$$M(X) = D_{\text{CH}_4}(X) \cdot M(\text{CH}_4) = 4 \cdot 16 = 64 \text{ г/моль};$$

$$M_r(X) = 64.$$

Для відповіді на друге запитання задачі скористаємося формулою

$$\frac{m(\text{газу})}{M(\text{газу})} = \frac{N}{N_A}$$

або пропорцією:

$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газу X мають масу 64 г,
а 1 молекула — масу x г.

Із пропорції отримуємо:

$$x = \frac{1 \cdot 64 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,063 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Відповідь: відносна молекулярна маса 64;
молярна маса 64 г/моль; маса молекули
 $1,063 \cdot 10^{-22}$ г.

Приклад 3. Чому дорівнюють значення відносної густини гідроген сульфід (сірководню) H_2S за воднем H_2 , повітрям, азотом N_2 , киснем O_2 , метаном CH_4 , карбон(II) оксидом CO ?

Дано:

газ H_2S

$D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S})$ — ?

$D_{\text{пов}}(\text{H}_2\text{S})$ — ?

$D_{\text{N}_2}(\text{H}_2\text{S})$ — ?

$D_{\text{O}_2}(\text{H}_2\text{S})$ — ?

$D_{\text{CH}_4}(\text{H}_2\text{S})$ — ?

$D_{\text{CO}}(\text{H}_2\text{S})$ — ?

Розв'язання

Щоб визначити відносну густину H_2S за H_2 , повітрям, N_2 , O_2 , CH_4 , CO , скористаємося формулами:

$$D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2)} = \frac{34 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 17;$$

$$D_{\text{пов}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{пов})} = \frac{34 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,172;$$

$$D_{\text{N}_2}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{N}_2)} = \frac{34 \text{ г/моль}}{28 \text{ г/моль}} = 1,214;$$

$$D_{\text{O}_2}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{O}_2)} = \frac{34 \text{ г/моль}}{32 \text{ г/моль}} = 1,063;$$

$$D_{\text{CH}_4}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{CH}_4)} = \frac{34 \text{ г/моль}}{16 \text{ г/моль}} = 2,125;$$

$$D_{\text{CO}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{CO})} = \frac{34 \text{ г/моль}}{28 \text{ г/моль}} = 1,214.$$

Відповідь: $D_{\text{H}_2}(\text{H}_2\text{S}) = 17$; $D_{\text{пов}}(\text{H}_2\text{S}) = 1,172$;

$D_{\text{N}_2}(\text{H}_2\text{S}) = 1,214$; $D_{\text{O}_2}(\text{H}_2\text{S}) = 1,063$;

$D_{\text{CH}_4}(\text{H}_2\text{S}) = 2,125$; $D_{\text{CO}}(\text{H}_2\text{S}) = 1,214$.



- ° 1. Що називають відносною густиною одного газу за іншим?
- ° 2. З якою метою визначають відносну густину повітря?
3. Чому дорівнює густина (г/л) сульфур(IV) оксиду SO_2 , якщо 128 г його за нормальних умов займають об'єм 44,8 л?
- * 4. Як на підставі формули амоніаку NH_3 визначити його густину за нормальних умов, відносну густину за азотом N_2 і за повітрям, а також масу однієї молекули?
5. Відносна густина деякого газу за воднем H_2 дорівнює 32. Якою є відносна густина цього газу за повітрям?
6. Чому дорівнює густина газу, якщо 5 л його за нормальних умов мають масу 12,05 г, та яка його відносна густина за метаном CH_4 ?
7. Якою є формула газуватої речовини, що складається з атомів Силіцію й Гідрогену та в якій співвідношення цих атомів становить 1 : 4, а відносна густина за повітрям за нормальних умов — 1,103 г/л?
8. Відносна густина пари деякої речовини за карбон(II) оксидом CO за нормальних умов дорівнює 6. Якою є відносна молекулярна маса цієї речовини та маса однієї молекули?
- * 9. Густина пари фосфору білого за метаном CH_4 за деякої температури дорівнює 7,75. Скільки атомів у молекулі фосфору за цих умов?
- * 10. Маса 1 л деякого газу за нормальних умов дорівнює 1,251 г. Якою є відносна густина цього газу за воднем і чому дорівнює маса одного атома, якщо його молекули двоатомні?
11. Маса 300 cm^3 газу за нормальних умов дорівнює 0,86 г. Яка відносна густина цього газу за азотом N_2 ?
12. Чому дорівнює відносна густина за воднем H_2 і за повітрям таких газів, як фтор F_2 , карбон(II) оксид CO , гідроген сульфід H_2S ?

§ 34. Розрахункові задачі: виведення найпростіших формул речовин за даними кількісного аналізу

У цьому параграфі ви дізнаєтеся,

як скласти найпростішу формулу речовини за даними кількісного аналізу.

Найпростіші формули показують відносне (а не істинне) найменше співвідношення чисел атомів різних елементів у певній речовині. Щоб знайти істинну формулу цієї речовини, потрібно знати її молярну масу.

Розглянемо декілька прикладів виведення найпростіших формул на підставі даних кількісного аналізу. Нагадаємо, що під *кількісним аналізом* слід розуміти кількісне визначення вмісту атомів будь-яких елементів, що входять до складу речовини, або співвідношення чисел атомів цих елементів.

Приклади розв'язування задач

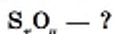


Приклад 1. Визначте найпростішу формулу речовини, до складу якої входять Сульфур з масовою часткою 40 % та Оксиген з масовою часткою 60 %.

Дано:

$$w(\text{S}) = 40 \%$$

$$w(\text{O}) = 60 \%$$



Розв'язання

Припустимо, що формульна одиниця сполуки складається з x атомів Сульфуру та y атомів Оксигену. Тоді цю формулу в загальному вигляді можна записати як S_xO_y . Таким чином, необхідно знайти співвідношення $x : y$.

Відносні атомні маси Сульфуру й Оксигену в даній речовині відносяться як 32 : 16.

Відповідно до умови задачі це співвідношення дорівнює 40 : 60. Отже, $32x : 16y = 40 : 60$, звідки одержуємо:

$$x : y = \frac{40}{32} : \frac{60}{16} = 1,25 : 3,75.$$

Найпростіше співвідношення, виражене в цілих числах, отримаємо, якщо розділимо одержані числа на найменше з них, тобто на 1,25:

$$x : y = 1 : 3.$$

Відповідь: найпростіша формула речовини SO_3 .

Приклад 2. Масові частки Гідрогену, Нітрогену й Оксигену в кислоті дорівнюють відповідно 2,13 %, 29,79 % і 68,08 %. Визначте найпростішу формулу кислоти та її молярну масу.

Дано:

$$w(\text{H}) = 2,13 \%$$

$$w(\text{N}) = 29,79 \%$$

$$w(\text{O}) = 68,08 \%$$

$$\text{H}_x\text{N}_y\text{O}_z - ?$$

$$M(\text{H}_x\text{N}_y\text{O}_z) - ?$$

Розв'язання

Записуємо формулу речовини як $\text{H}_x\text{N}_y\text{O}_z$.

Визначимо співвідношення x , y і z , виходячи з того, що відносні атомні маси Гідрогену, Нітрогену й Оксигену відносяться як 1 : 14 : 16:

$$x : y : z = \frac{2,13}{1} : \frac{29,79}{14} : \frac{68,08}{16} = 2,13 : 2,13 : 4,26.$$

Щоб одержати цілочислове співвідношення, поділимо отримані числа на 2,13:

$$x : y : z = 1 : 1 : 2.$$

Отже, найпростіша формула кислоти HNO_2 , її молярна маса дорівнює 47 г/моль.

Запитання та завдання

1. Що розуміють під кількісним аналізом речовини?
2. На що вказує найпростіша формула речовини?
3. Що обов'язково потрібно знати, щоб на підставі найпростішої формули речовини знайти її істинну формулу?
4. Якою буквою позначають масову частку елемента в речовині? На що вказує масова частка?
5. Найпростішу формулу сульфїду лужного елемента, у якому масова частка Сульфору становить 15,76 %, можна подати таким чином:
 - а) Na_2S ; б) K_2S ; в) Li_2S ; г) Rb_2S .
6. Найпростішою формулою речовини, у якій масові частки Сульфору та Флюору дорівнюють 21,9 % і 78,1 %, є:
 - а) SF ; б) SF_4 ; в) SF_5 ; г) SF_6 .
7. Елемент Е із масовою часткою 18,42 % входить до оксиду, склад якого має найпростішу формулу E_2O_3 . Цей елемент має назву:
 - а) Бор; б) Ферум; в) Нітроген; г) Манган.
8. Найпростішою формулою нітроген оксиду, у якому масова частка Нітрогену в 1,75 раза більша за масову частку Оксигену, є:
 - а) N_2O_5 ; б) NO ; в) NO_2 ; г) N_2O .
- *9. Узято порцію речовини масою 100 г, у якій масова частка Феруму становить 72,4 %, решта — Оксиген. Скільки атомів Феруму містить формульна одиниця речовини?



- * 10. Складіть найпростіші формули двоелементних сполук складу E_xV_y та обчисліть їхні молярні, а де потрібно — формульні маси за такими даними:

Варіант	А	Б	В	Г	Г'	Д
Елементи	C, Cl	Al, F	Si, H	Mg, I	Fe, S	Cu, O
$w(V)$, %	92,21	67,86	12,5	91,37	26,67	11,11

- * 11. Деякий елемент в оксиді, де його масова частка складає 50 %, виявляє валентність, що дорівнює IV. Яка найпростіша формула цього оксиду та назва елемента, що його утворює?
- * 12. Унаслідок розкладання 20 г деякої солі за температури 1000 °C утворилося 4,48 л (н. у.) карбон(IV) оксиду CO_2 та 0,2 моль кальцій оксиду CaO. Якою є найпростіша формула та формульна маса цієї солі?
13. Речовина містить (за масою) 26,53 % Калію, 35,37 % Хрому, 38,10 % Оксигену. Складіть її найпростішу формулу.

Тестові завдання

Відповіді на завдання, наведені у вигляді тестів, нададуть вам можливість самостійно перевірити рівень засвоєння матеріалу попередніх параграфів.

- Найменшу масу має 1 моль речовини
 - MnO_2
 - SO_2
 - CO_2
 - NO_2
- У порції кальцій карбонату масою 45 г міститься кількість речовини, що дорівнює
 - 0,65 моль
 - 0,45 моль
 - 0,85 моль
 - 0,25 моль
- У порції ортофосфатної кислоти масою 24,5 г число структурних частинок складає
 - $1,505 \cdot 10^{23}$
 - $6,02 \cdot 10^{23}$
 - $3,01 \cdot 10^{23}$
 - $4,515 \cdot 10^{23}$

4. Молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов дорівнює
- А $6 \cdot 10^{23}$ г/моль
 Б 22,4 г/моль
 В $6 \cdot 10^{23}$ л/моль
 Г 22,4 л/моль
5. Середня молярна маса повітря дорівнює
- А 22,4 г/моль
 Б 29 г/моль
 В 22,4 л/моль
 Г 29 л/моль
6. Молярний об'єм газу (V_m , л), кількість речовини (ν , моль) та об'єм цього газу (V , л) зв'язані між собою співвідношенням
- А $V_m = \nu/V$
 Б $V_m = V/\nu$
 В $V_m = V \cdot \nu$
 Г $V = \nu + V$
7. Маса (у грамах) карбон(II) оксиду CO, що займає об'єм 5,6 л (н. у.), дорівнює
- А 11
 Б 7
 В 9
 Г 5
8. Приблизне число молекул в 1000 л (н. у.) кисню дорівнює
- А $22,4 \cdot 10^{24}$
 Б $81 \cdot 10^{-27}$
 В $2,7 \cdot 10^{25}$
 Г $6 \cdot 10^{23}$
9. Відомо, що 320 г невідомого газу за нормальних умов займають об'єм 112 л. Цим газом є
- А ClO₂
 Б SO₂
 В CO₂
 Г NO₂
10. Який об'єм (н.у.) займає кисень, узятий масою 96 г?
- А 67,2 л
 Б 98,4 л
 В 76,8 л
 Г 20,1 л

11. Відносна густина показує
- А у скільки разів один газ густіший за інший
 - Б у скільки разів маса одного газу більша за масу іншого газу
 - В у скільки разів один газ важчий за інший
 - Г у скільки разів об'єм 1 г одного газу більший за відповідний об'єм іншого газу
12. Газ із відносною густиною за воднем 17 — це
- А хлор Cl_2
 - Б карбон(II) оксид CO
 - В водень сульфід (сірководень) H_2S
 - Г кисень O_2
13. Назвіть галоген, відносна густина пари якого за повітрям дорівнює 5,52
- А фтор
 - Б бром
 - В хлор
 - Г йод
14. Відомо, що 5 моль двоатомних молекул деякого неметалу мають масу 140 г. Про яку речовину йдеться?
- А O_2
 - Б N_2
 - В Cl_2
 - Г F_2
15. У якій масі срібла міститься стільки ж атомів, скільки їх міститься в 19,7 г золота?
- А 6,9
 - Б 12,3
 - В 16,4
 - Г 10,8
16. Число молекул у порції азоту N_2 об'ємом 8,96 л (н.у.) дорівнює
- А $2,408 \cdot 10^{23}$
 - Б $6,02 \cdot 10^{23}$
 - В $3,612 \cdot 10^{23}$
 - Г $3,01 \cdot 10^{23}$
17. Найпростішою формулою речовини, у якій масові частки Нітрогену та Гідрогену дорівнюють відповідно 75 % і 25 %, є
- А NH
 - Б NH_2
 - В NH_3
 - Г NH_4

18. Найпростішою формулою речовини, у якій масові частки Карбону та Гідрогену дорівнюють відповідно 75 % і 25 %, є
- А CH_4
 Б CH_3
 В CH_2
 Г CH
19. Формулою оксиду Ванадію, у якому маса Ванадію в 1,275 раза більша за масу Оксигену, є
- А VO
 Б V_2O_3
 В VO_2
 Г V_2O_5
20. Формулою оксиду Мангану, у якому маса Мангану в 1,0181 раза менша від маси Оксигену, є
- А MnO
 Б Mn_2O_3
 В MnO_2
 Г Mn_2O_7

Найважливіше в розділі 4

- Кількість речовини — фізична величина, яка відображає кількість структурних частинок (атомів, молекул, формульних одиниць тощо) у певній порції речовини.
- Одиниця виміру кількості речовини — моль.
- 1 моль — це така кількість речовини (або її порція), яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок (атомів, молекул тощо).
- Молярною масою називають масу одного моля речовини.
- Маса речовини, число структурних частинок (атомів, молекул, формульних одиниць тощо), молярна або формульна маса зв'язані співвідношеннями, на підставі яких можна обчислити будь-яку із цих величин, якщо відомо дві інші:

$$\frac{N(\text{частинок})}{N_A} = \frac{m(\text{речовини})}{M(\text{речовини})}$$

- Газувата речовина кількістю 1 моль незалежно від її природи за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Цей об'єм називають молярним об'ємом газу.
- Молярний об'єм газу — це об'єм 1 моль даного газу.
- Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакове число молекул.
- Відносна густина газу за іншим газом є відношенням молярних або відносних молекулярних мас цих газів.

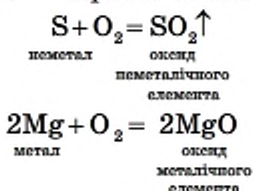
ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК

§ 35. Оксиди: їхній склад, назви та фізичні властивості

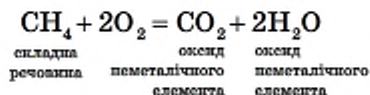
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- який склад мають оксиди;
- як утворюють їхні назви.
- про фізичні властивості оксидів.

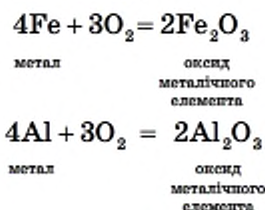
Склад оксидів. Вам уже відомо, що деякі оксиди утворюються в результаті реакцій речовин з киснем O_2 . Такі реакції називають *реакціями окиснення*, тип реакції — сполучення. Деякі з них супроводжуються горінням, наприклад взаємодія кисню з простими речовинами — сіркою та магнієм:



Горіння складної речовини, наприклад метану CH_4 , описує таке рівняння:



Певні реакції з киснем відбуваються без горіння, повільно, іноді навіть непомітно. Прикладом такого окиснення є утворення іржі на поверхні заліза, оксидної плівки на поверхні багатьох металів, зокрема алюмінію:



Отже, можна зробити висновок:

оксиди — це речовини, що складаються з атомів двох елементів, один з яких — Оксиген у ступені окиснення -2 .

Склад оксидів можна узагальнити формулою



у якій E — атоми металічного або неметалічного хімічного елемента, що утворив оксид; O — атоми Оксигену; x, z — індекси, що позначають число атомів елементів, з яких складається оксид.

Оскільки x — це число атомів елемента, яке дорівнює валентності Оксигену, тобто II , а z — число атомів Оксигену, що дорівнює валентності другого елемента, то загальну формулу будь-якого оксиду можна записати у такий спосіб:



Якщо z — парне число, то значення індексів скорочують на 2 , наприклад, формулу оксиду S_2O_4 записують як SO_2 .

Назви (номенклатура) оксидів. Назви оксидів складають із назви відповідного елемента в називному відмінку та слова «оксид», наприклад:

CaO — кальцій оксид, Li_2O — літій оксид.

Існують елементи, що виявляють різну валентність, наприклад Сульфур, і через це спроможні утворювати кілька оксидів різного складу: SO_2, SO_3 . Тому назви таких оксидів дещо відрізняються: після назви елемента в круглих дужках римською цифрою вказують його валентність у сполучі.

Для оксидів Сульфур маємо такі назви: SO_2 — сульфур(IV) оксид, SO_3 — сульфур(VI) оксид, а для оксидів, наприклад, Феруму: FeO — ферум(II) оксид, Fe_2O_3 — ферум(III) оксид.

Оксидів дуже багато — їх утворюють майже всі прості речовини під час взаємодії з киснем O_2 .

Деякі прості речовини безпосередньо з киснем не взаємодіють. Це метали срібло та золото, а також неметали фтор F_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , йод I_2 . Але це не означає, що оксидів цих елементів не існує — їх отримують в інший спосіб, який називають *непрямим*. Неметалічні елементи Гелій, Аргон, Неон не утворюють оксидів узагалі.

Фізичні властивості оксидів. Коли розглядають фізичні властивості речовин, то відзначають за звичайних умов (тиску $101,325$ кПа (нормальна атмосфера) і температури 20 °C) їхній агрегатний стан, колір, температуру плавлення, розчинність.

Оксиди, утворені металічними елементами, за звичайних умов перебувають у твердому стані, наприклад ферум(II) оксид

і хром(VI) оксид. Виняток — манган(VII) оксид, який є рідиною, але й він за температури, нижчої за 6 °С, переходить у твердий стан.

На відміну від оксидів металічних елементів, оксиди, утворені неметалічними елементами, можуть бути за звичайних умов газуватими (Cl_2O , CO_2), рідкими (SO_3 , Cl_2O_7) та твердими (SiO_2 , B_2O_3 , P_2O_5) речовинами.

Оксиди, утворені металічними елементами, мають, як правило, високі температури плавлення порівняно з оксидами, утвореними неметалічними елементами.

Більшість оксидів, утворених металічними елементами, у воді не розчиняються та не реагують з нею, а переважна більшість оксидів, утворених неметалічними елементами, навпаки, розчиняються у воді та реагують з нею.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Визначте валентність елемента, що утворює оксид: SeO_2 , I_2O_5 , B_2O_3 , MoO_3 , Mn_2O_7 , Cl_2O .



Розв'язання

Склад оксидів можна передати загальною формулою E_zO_2 , де z — число атомів Оксигену. У бінарних сполуках сумарна валентність усіх атомів одного елемента дорівнює сумарній валентності всіх атомів другого елемента. В оксидах атоми Оксигену завжди виявляють валентність II, це дає можливість визначити й валентність відповідного елемента. Складемо таблицю:

1. Указуємо валентність атома Оксигену	$\overset{\text{II}}{\text{SeO}}_2$	$\overset{\text{II}}{\text{I}_2\text{O}}_5$	$\overset{\text{II}}{\text{B}_2\text{O}}_3$	$\overset{\text{II}}{\text{MoO}}_3$	$\overset{\text{II}}{\text{Mn}_2\text{O}}_7$	$\overset{\text{II}}{\text{Cl}_2\text{O}}$
2. Перемножуємо число атомів Оксигену та його валентність (II)	4	10	6	6	14	2
3. Ділимо визначений добуток на індекс, що вказує число атомів другого елемента, та записуємо отримане значення валентності над символом цього елемента	$\overset{\text{IV}}{\text{SeO}}_2$	$\overset{\text{V}}{\text{I}_2\text{O}}_5$	$\overset{\text{III}}{\text{B}_2\text{O}}_3$	$\overset{\text{VI}}{\text{MoO}}_3$	$\overset{\text{VII}}{\text{Mn}_2\text{O}}_7$	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}_2\text{O}}$

Відповідь: $\overset{\text{IV}}{\text{Se}}$, $\overset{\text{V}}{\text{I}}$, $\overset{\text{III}}{\text{B}}$, $\overset{\text{VI}}{\text{Mo}}$, $\overset{\text{VII}}{\text{Mn}}$, $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$.

Приклад 2. Дайте назви оксидам, склад яких подано такими формулами: MgO , Al_2O_3 , K_2O , NO_2 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , WO_3 .

Розв'язання

Назви елементів, що утворюють дані оксиди, знаходимо в періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва.

Слід мати на увазі, що елементи Магній, Калій та Алюміній у сполуках виявляють постійне значення валентності, яке відповідає номеру групи в періодичній системі елементів. Тому в назвах оксидів, що утворені цими елементами, їхню валентність у круглих дужках не вказують.

Відповідь: магній оксид, алюміній оксид, калій оксид, нітроген(IV) оксид, нітроген(V) оксид, хлор(VII) оксид, вольфрам(VI) оксид.

Приклад 3. Обчисліть масову частку елемента Хлору у його оксиді Cl_2O_7 .

Дано:



$w(\text{Cl})$ — ?

Розв'язання

Обчислюємо відносну молекулярну масу оксиду Cl_2O_7 :

$$\begin{aligned}M_r(\text{Cl}_2\text{O}_7) &= 2 \cdot A_r(\text{Cl}) + 7 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 35,5 + 7 \cdot 16 = 183.\end{aligned}$$

Визначаємо масову частку елемента у його оксиді за формулою

$$w(\text{E}) = \frac{nA_r(\text{E})}{M_r(\text{E}_2\text{O}_x)} \cdot 100\%;$$

$$w(\text{Cl}) = \frac{2 \cdot 35,5}{183} \cdot 100\% \approx 38,8\%.$$

Відповідь: в оксиді Cl_2O_7 масова частка Хлору 38,8 %.

Запитання та завдання

1. Який елемент обов'язково входить до складу оксидів? Яка його валентність?
2. Як утворюють назви оксидів? Наведіть приклади.
3. Яке значення валентності елемента, що утворив оксид: TiO_2 , I_2O_5 , Cl_2O , Bi_2O_3 , NO_2 , As_2O_5 ? Дайте назви оксидам.
4. Складіть формули: станум(IV) оксиду, нітроген(II) оксиду, хром(VI) оксиду, бор(III) оксиду, фосфор(V) оксиду, аргентум(I) оксиду, манган(II) оксиду.
- *5. Який із перелічених оксидів N_2O , NO , N_2O_3 містить більшу масову частку Оксигену? Доведіть це відповідними розрахунками.



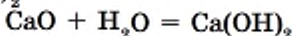
- *6. Складіть рівняння реакції горіння метану CH_4 . Обчисліть, яка кількість кожної речовини утвориться в результаті реакції, якщо з метаном прореагувало $1,51 \cdot 10^{23}$ молекул кисню O_2 .
- *7. Який об'єм кисню (за н. у.) потрібний для спалювання порошкоподібного магнію масою 12 г, якщо в результаті реакції утворюється бінарна сполука складу MgO ?
8. Перелічіть тверді, рідкі та газуваті оксиди, з якими ви стикалися: а) у повсякденному житті; б) на уроках хімії. Напишіть їхні формули й визначте валентність усіх елементів.
9. Як змінюється забарвлення оксидів у зв'язку зі збільшенням валентності елемента, що утворив оксид?
10. Назвіть оксид, який за звичайних умов є твердою речовиною й широко застосовується в будівництві, виробництві цементу, кераміки, скла.
11. Ферум утворює оксиди, у яких виявляє валентність II і III. Складіть формули цих сполук і назвіть їх.

§ 36. Особливості взаємодії оксидів з водою та їхня класифікація

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

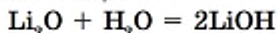
- які особливості взаємодії оксидів з водою;
- які оксиди слід відносити до основних, амфотерних, кислотних чи несолетворних;
- які елементи спроможні утворювати основні, амфотерні та кислотні оксиди;
- які елементи спроможні утворювати несолетворні оксиди.

Ви вже знайомі з основним оксидом CaO — це оксид, утворений металічним елементом, під час взаємодії з водою він утворює основу $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



Які ще оксиди, утворені металічними елементами, вступають у взаємодію з водою?

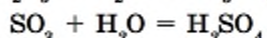
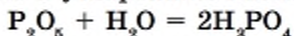
Більш ніж 90 металічних елементів існують у вигляді простих речовин, і тільки одинадцять із них утворюють оксиди, що спроможні розчинятися у воді, наприклад: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , CaO , SrO , BaO тощо.



Унаслідок їхньої взаємодії з водою утворюються розчинні основи — *луги*. Як бачимо, це оксиди, валентність металічного елемента у яких дорівнює I або II.

Але серед оксидів металічних елементів, валентність яких дорівнює I або II, є винятки. Це, наприклад, Cu_2O , MnO , FeO , що не реагують з водою. Їх також називають *основними*. Чому? Тому що, як і у випадку з розчинними оксидами, існують відповідні їм основи: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ тощо, які не розчиняються у воді. Їх, як правило, отримують із розчинних солей.

Більшість оксидів неметалічних елементів розчиняються у воді й реагують з нею з утворенням кислот:



Винятком є силіцій(IV) оксид SiO_2 . Він не розчиняється у воді й не реагує з нею. Ця речовина становить основу річкового піску. Але кислоти, що відповідають цьому оксиду, існують: H_4SiO_4 , H_2SiO_3 та ін. Тому силіцій(IV) оксид, як і всі оксиди неметалічних елементів, належить до кислотних оксидів.

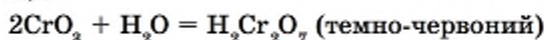
Оксиди NO , N_2O , CO , SiO відносять до *несолетворних оксидів*, оскільки вони не взаємодіють з водою, а також із розчинами кислот і лугів з утворенням неорганічних солей.

Яка речовина, на вашу думку, є продуктом реакції взаємодії хром(VI) оксиду з водою? Оскільки це оксид, утворений металічним елементом, можна припустити, що в реакції з водою утворюється основа. Щоби перевірити, чи правильне наше припущення, можна провести такий дослід.

Дослід

Додамо обережно в пробірку з водою трохи оксиду CrO_3 , а потім будемо поступово розводити водою. Отриманий розчин дослідимо за допомогою лакмусового папірця: змочений розчином, він змінює забарвлення з темно-фіолетового на червоне.

Але ж червоного кольору лакмусу надають кислоти! У пробірці міститься кислота, що утворилася в результаті перебігу реакцій:



Хром(VI) оксид — не єдиний оксид металічного елемента, який під час розчинення у воді реагує з нею з утворенням кислоти. Така властивість притаманна оксидам, утвореним ще деякими металічними елементами, наприклад Mn_2O_7 , які виявляють валентність, більш характерну для неметалічних елементів.

Отже, до *кислотних оксидів* належать не тільки оксиди неметалічних елементів, а й оксиди металічних елементів, у яких вони виявляють валентність V і більшу (Mn_2O_7 , CrO_3 , V_2O_5 та ін.). Таким чином, можна зробити висновок, що металічні елементи з таким значенням валентності в сполуках поведуть себе, як неметалічні.

Деякі металічні елементи утворюють оксиди, у яких виявляють валентність II або III. Ці оксиди за їхніми хімічними властивостями можна віднести і до кислотних, і до основних, наприклад BeO , ZnO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 . Такі оксиди називають *амфотерними*. Це тверді речовини, які не розчиняються у воді та не реагують з нею. Їхні гідроксиди одержують непрямим шляхом — із розчинних солей.

Схема 4 узагальнює класифікацію оксидів.

Схема 4



Приклад розв'язування задач



У процесі згоряння 12,4 г червоного фосфору в кисні одержали фосфор(V) оксид. Останній потім — під час кип'ятіння прореагував з водою з утворенням ортофосфатної кислоти. Визначте масу добутого фосфор(V) оксиду та число молів води, які вступили в реакцію.

Дано:

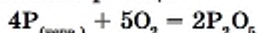
$$m(\text{P}) = 12,4 \text{ г}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$$

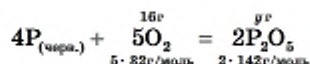
$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:

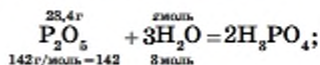


Масу оксиду P_2O_5 можна обчислити за масою фосфору:



$$y = \frac{16 \text{ г} \cdot 142 \text{ г/моль}}{5 \cdot 32 \text{ г/моль}} = 28,4 \text{ г.}$$

Визначимо, яке число мольв води вступило в реакцію з P_2O_5 під час кип'ятіння:



$$z = \frac{28,4 \text{ г} \cdot 3 \text{ моль}}{142 \text{ г}} = 0,6 \text{ моль.}$$

Відповідь: $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 28,4 \text{ г}$; $\nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,6 \text{ моль}$.

Запитання та завдання



1. Які оксиди називають основними? Металічні чи неметалічні елементи їх утворюють? Наведіть приклади.
2. Які оксиди називають кислотними? Наведіть приклади.
3. Чи існують металічні елементи, які спроможні утворювати кислотні оксиди? Наведіть приклади.
4. Які оксиди називають несолеутворюючими? Наведіть приклади.
5. Із переліку формул речовин виберіть окремо основні та кислотні оксиди, дайте їм назви: SrO , SO_3 , MgO , N_2O_5 , N_2O_3 , K_2O , BaO , V_2O_5 .
6. Які речовини утворюються в результаті розчинення кислотних оксидів у воді? Наведіть приклади.
7. Які речовини утворюються в результаті розчинення основних оксидів у воді? Наведіть приклади.
8. Визначте масову частку мангану в манган(VII) оксиді. До розчинних чи нерозчинних оксидів його відносять? Це основний чи кислотний оксид? Обґрунтуйте.
- * 9. Обчисліть за рівнянням реакції об'єм кисню (н. у), який прореагує з хромом масою 13 г з утворенням оксиду Cr_2O_3 .
10. Обчисліть кількість речовини води, яка прореагує із сульфур(VI) оксидом масою 24 г з утворенням сульфатної кислоти.
- * 11. Обчисліть масу води (у грамах), яку потрібно витратити в кожному випадку на взаємодію з 20 г таких оксидів:
 - а) SO_2 ;
 - б) V_2O_5 ;
 - в) Mn_2O_7 ;
 - г) P_2O_5 .

§ 37. Хімічні властивості оксидів:

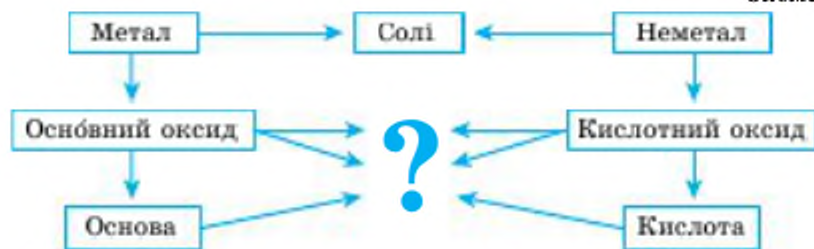
взаємодія кислотних оксидів з лугами та основних оксидів з кислотами

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які речовини утворюються в реакціях певних оксидів із кислотами;
- які речовини утворюються в реакціях певних оксидів із лугами.

З аналізу схеми 5, яка відбиває класифікацію оксидів, зрозуміло: цей клас представлений різними за складом групами сполук.

Схема 5



У цьому параграфі розглянемо хімічні властивості кислотних та основних оксидів.

Звернемося до схеми, де подано основні класи сполук, і визначимо, які взаємодії ми будемо вивчати.

Взаємодія кислотних оксидів з основами (лугами). Припустимо, що кислотні оксиди реагують із лугами. Перевіримо це на досліді. Візьмемо розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$, відомий вам із курсу природознавства під назвою «вапняна вода». Це луг. Будемо пропускати через нього вуглекислий газ — карбон(IV) оксид CO_2 (рис. 39) до появи помутніння в розчині. Потім спостерігаємо, як випадає білий осад — сіль CaCO_3 .

Реакцію кислотного оксиду з лугом відображає рівняння

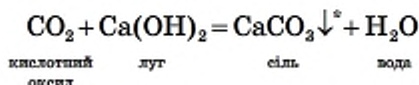
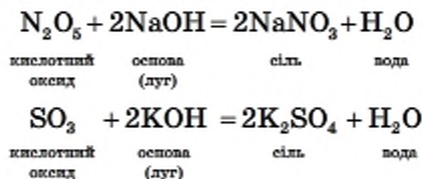


Рис. 39. Взаємодія кислотного оксиду з надлишком розчину лугу

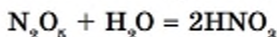
Кислотні оксиди — як розчинні, так і нерозчинні у воді — взаємодіють із лугами з утворенням солі та води.

* Стрілкою, направленою вниз, позначають утворення в ході реакції осаду, а направленою вгору — виділення газу.

Це їхня найхарактерніша хімічна властивість. Наприклад:

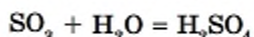


Чому солі саме такого складу утворюються внаслідок перебігу подібних реакцій? Щоб зрозуміти це, уявимо, кислоти якого складу відповідають оксидам N_2O_5 і SO_3 . Пам'ятаємо, що кислота — це сполука кислотного оксиду з водою:



Скорочуємо індекси на 2 і отримуємо формулу HNO_3 . Оскільки Натрій має таку саму валентність, як і Гідроген, то сіль матиме склад NaNO_3 , бо кислотний залишок NO_3^- у таких реакціях не змінює свого складу.

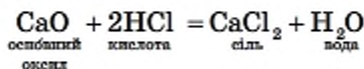
Аналогічно для іншого кислотного оксиду SO_3 :



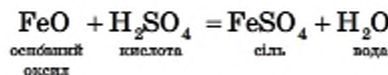
У цьому випадку скорочувати індекси не потрібно. Тоді склад солі відповідатиме формулі K_2SO_4 , бо елементи Калій і Гідроген одновалентні. Тому число атомів Калію в складі солі дорівнюватиме числу атомів Гідрогену в кислоті.

Взаємодія основних оксидів із кислотами. Перевіримо на досліді, чи реагують основні оксиди з кислотами. Для цього скористаємось індикатором — лакмусом, що змінює своє забарвлення в розчинах основ і кислот. До розчину хлоридної кислоти додамо кілька крапель фіолетового лакмусу: розчин набуває червоного забарвлення (рис. 40, а). Потім невеличкими порціями додаватимемо порошок розчинного у воді кальцій оксиду CaO (рис. 40, б). Спостерігаємо перебіг реакції: суміш розігрівається, її забарвлення знову стає фіолетовим, а якщо додати надлишку CaO , то навіть синім (рис. 40, в).

Напишемо рівняння реакції:



Нерозчинний у воді оксид, наприклад FeO , так само реагує з кислотою:



Як бачимо, **основні оксиди** — і розчинні, і нерозчинні у воді — **взаємодіють із кислотами з утворенням солі та води**. Отже, це є їхня найважливіша ознака.



Рис. 40. Реакція оснóвного оксиду з розчином кислоти

У цих випадках атоми металічного елемента заміщують атоми Гідрогену, число яких дорівнює валентності атома металічного елемента.

Застосуємо викладені міркування до розв'язування задач.

Приклад розв'язування задач



Магній оксид кількістю речовини 0,65 моль взаємодіє з розчином хлоридної кислоти. Визначте: а) масу кислоти, що вступила в реакцію; б) масу утвореної солі; в) число молекул води.

Дано:

$$\nu(\text{MgO}) = 0,65 \text{ моль}$$

$$m(\text{HCl}) = ?$$

$$m(\text{солі}) = ?$$

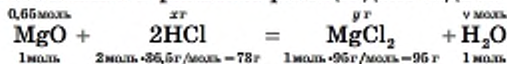
$$N(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



Розставимо в рівнянні реакції дані задачі:



Визначимо невідомі значення:

$$x = m(\text{HCl}) = \frac{0,65 \text{ моль} \cdot 73 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 47,45 \text{ г};$$

$$y = m(\text{MgCl}_2) = \frac{0,65 \text{ моль} \cdot 95 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 61,75 \text{ г};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,65 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,65 \text{ моль}.$$

Тепер скористаємося формулою

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{N(\text{H}_2\text{O})}{N_A},$$

звідси

$$\begin{aligned} N(\text{H}_2\text{O}) &= \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = \\ &= 0,65 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = \\ &= 3,913 \cdot 10^{23} \text{ молекул}. \end{aligned}$$

Відповідь: а) 47,45 г; б) 61,75 г;

в) $3,913 \cdot 10^{23}$ молекул.



- °1. Взаємодія з якою речовиною є характерною для кислотних оксидів? для основних оксидів? Наведіть приклади.
- °2. Які речовини утворюються під час взаємодії кислотного оксиду з основами? основного оксиду з кислотами? Наведіть приклади.
3. Серед поданих нижче оксидів випишіть окремо основні та кислотні оксиди: а) CO_2 ; б) SO_3 ; в) MgO ; г) BaO ; ґ) N_2O_5 .
4. Складіть рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2$; б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3$;
 в) $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3$; г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$.
- *5. Кальцій оксид кількістю речовини 0,3 моль взаємодіє з розчином нітратної кислоти. Визначте масу кислоти, що вступила в реакцію, і масу утвореної солі.
6. Визначте масу натрій гідроксиду, яка необхідна для взаємодії із 16 г сульфур(IV) оксиду.
- *7. Виведіть формулу основних оксидів із формул таких основ: а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; б) $\text{Bi}(\text{OH})_3$; в) KOH ; г) $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Складіть рівняння взаємодії цих оксидів із сульфатною кислотою H_2SO_4 .
- *8. Обчисліть кількість речовини фосфор(V) оксиду, необхідну для одержання натрій ортофосфату масою 32,8 г у реакції з натрій гідроксидом.

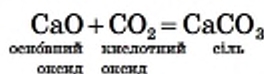
§ 38. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами. Поширеність оксидів у природі. Використання оксидів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які речовини утворюються в реакціях взаємодії основних і кислотних оксидів;
- якими кольорами забарвлюють доквілля природні оксиди;
- яку роль відіграють оксиди в природі та суспільному господарстві.

А чи взаємодіють кислотний та основний оксиди між собою? Проведемо дослід. У колбу помістимо порцію основного оксиду CaO та визначимо її масу. Потім через колбу пропустимо вуглекислий газ — карбон(IV) оксид CO_2 (рис. 41, а). За деякий час, вважаючи, що відбулася реакція, пропустимо через

колбу повітря, щоб витиснути зайвий більш важкий карбон(IV) оксид, який не прореагував. Знову визначимо масу колби: вона збільшилася (рис. 41, б). Отже, дійсно відбулася реакція:



Як бачимо, продуктом реакції взаємодії основного оксиду з кислотним є *сіль*.

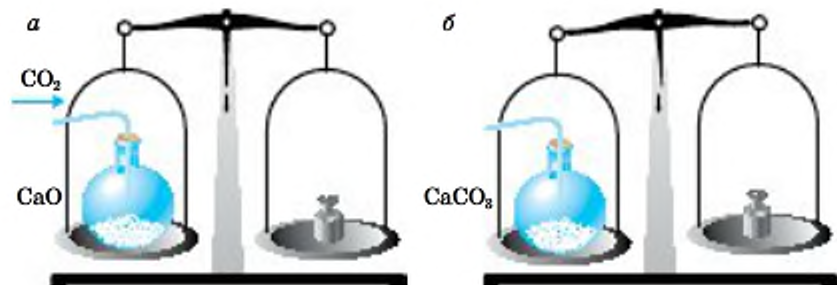


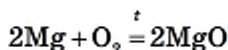
Рис. 41. Взаємодія основного оксиду з кислотним

Знання хімічних властивостей оксидів дає можливість визначити, до якої групи оксидів — кислотних чи основних — належить той або інший оксид. Так, щоб довести кислотний характер оксиду, використовують його реакцію з лугом, а щоб довести основний характер — реакцію з кислотою.

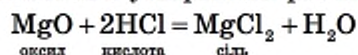
Таке дослідження можна провести, якщо одну порцію оксиду додати до пробірки з лугом, а другу — до пробірки з кислотою. У разі відсутності ознак реакції в одній із пробірок та їхньої наявності в іншій можна визначити, яким є оксид — основним чи кислотним.

Демонстраційний дослід

Проведемо такий дослід, наприклад, з магній оксидом. Два невеличких шматочки магнію нагріємо над вогнем газового пальника, унаслідок чого обидва шматочки горять яскравим полум'ям з утворенням MgO — білого порошку, який є результатом взаємодії:



Одну з порцій зануримо в хімічний стакан із розчином хлоридної кислоти HCl (рис. 42, а), який ми попередньо розігріли, аби реакція відбувалася з більшою швидкістю. Білий порошок MgO розчиняється з утворенням розчину солі MgCl_2 :



Другу порцію білого порошку MgO помістимо в розчин лугу NaOH , так само попередньо нагрітий (рис. 42, б). Протягом певного часу спостерігаємо за незмінною кількістю білого порошку: реакція не відбувається.

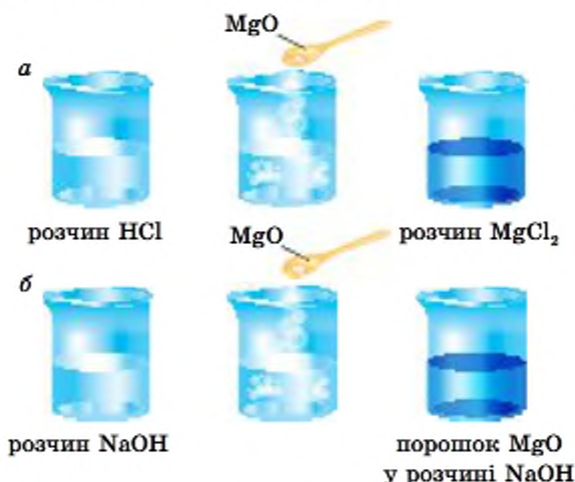


Рис. 42. Дослідження характеру магній оксиду

Таким чином, за реакцією з кислотою ми можемо стверджувати, що магній оксид є основним.

Отже, ми дійшли висновків: основні оксиди реагують із кислотними оксидами та кислотами, а кислотні оксиди — з основними оксидами та основами з утворенням солей.

Оксиди в природі. Використання оксидів. Деякі оксиди, наприклад SiO_2 , CO_2 , H_2O , Fe_3O_4 , Fe_2O_3 , MnO_2 , Al_2O_3 , TiO_2 , широко розповсюджені в природі, але більшість із них отримують синтетичним способом. Існують оксиди NO , NO_2 , що утворюються періодично під час грозових дощів. Ці оксиди, а також SO_2 можуть бути й результатом викидів в атмосферу відходів окремих промислових підприємств.

Силіцій(IV) оксид SiO_2 найчастіше трапляється в природі у вигляді піску. Його застосовують у будівництві, а також у виробництві скла, цементу, кераміки. Прозорі безбарвні або різноманітно забарвлені кристали кварцу SiO_2 — дорогі камені, наприклад безбарвний гірський кришталь, фіолетовий аметист, жовтий цитрин, чорний моріон тощо (рис. 43).

Карбон(IV) оксид CO_2 , або вуглекислий газ, міститься у повітрі (0,03 % за об'ємом) та у водах мінеральних джерел. У природі він утворюється в процесі дихання живих істот (за добу



Рис. 43. Кварц — один із найпоширеніших мінералів (SiO_2), відомий у вигляді багатьох його різновидів



Рис. 44. Гематит — природний ферум(III) оксид Fe_2O_3 ; його кристали утворюють красиві зростки — «гематитові троянди»



Рис. 45. Магнетиту Fe_3O_4 притаманий сильний магнітизм: біля його зразка стрілка компаса відхиляється

людина видихає 500 л CO_2), гниття залишків рослин та тварин, згорянні палива, а також під час випалювання вапняку CaCO_3 , спиртового бродіння глюкози. Його застосовують у виробництві цукру, соди Na_2CO_3 , для газування напоїв, а також як компонент вогнегасників, оскільки CO_2 не горить і не підтримує горіння.

Під тиском 5,11 МПа за температури 20 °С вуглекислий газ перетворюється на снігоподібну масу, унаслідок випаровування якої температура навколишнього середовища знижується до -78,5 °С. Тому твердий CO_2 («сухий лід») застосовують для зберігання харчових продуктів, морозива.

Вуглекислий газ поглинається зеленими рослинами, під дією світла він перетворюється в органічні речовини та кисень. Це явище називають *фотосинтезом*.

Але у великій кількості CO_2 є небезпечним для людини і тварин: через його вдихання настає задуха.

Оксиди Fe_2O_3 (рис. 44), Fe_3O_4 (рис. 45), MnO_2 , Al_2O_3 , TiO_2 використовують для добування з них відповідних металів.

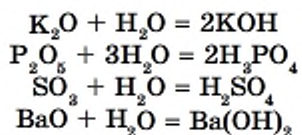
■ Приклад розв'язування задач

З якими з оксидів K_2O , P_2O_5 , SO_2 , BaO , NiO , CrO_3 взаємодіє: а) вода; б) луг NaOH ; в) кислота HNO_3 ? Якими рівняннями реакцій це можна передати?

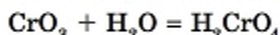


Розв'язання

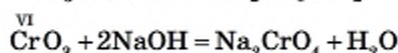
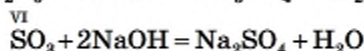
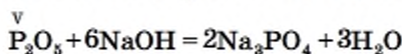
1. З водою взаємодіють лише ті оксиди, яким відповідають розчинні у воді основи та кислоти (див. таблицю «Розчинність солей, кислот та основ у воді», наведену на форзаці):



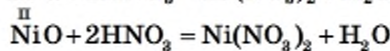
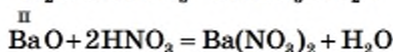
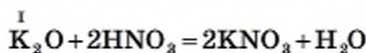
$\text{NiO} + \text{H}_2\text{O}$ — реакція не відбувається, бо оксиду NiO відповідає основа $\text{Ni}(\text{OH})_2$, яка є нерозчинною речовиною;



2. З лугом NaOH взаємодіють кислотні оксиди, тобто оксиди, утворені неметалічними або металічними елементами, валентність яких найчастіше дорівнює V, VI, VII:



3. З кислотою HNO_3 взаємодіють оксиди, утворені металічними елементами з низькими значеннями валентності (I, II, III):



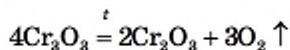
- Відповідь:* а) K_2O , SO_3 , CrO_3 , BaO , P_2O_5 ;
б) P_2O_5 , SO_3 , CrO_3 ;
в) K_2O , BaO , NiO .

Запитання та завдання

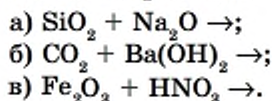


1. Чи взаємодіють основні оксиди з кислотними? Якщо взаємодіють, то які продукти реакції внаслідок цього утворюються?
2. Чи всі основні оксиди взаємодіють із водою? Як теоретично це можна розпізнати? Це явище лише хімічне чи також фізичне?
3. Чи взаємодіють основні оксиди з кислотами? Якщо взаємодіють, то які продукти реакції внаслідок цього утворюються?
4. Оксиди яких елементів найчастіше трапляються в природі? Які з них використовують для добування металів?
5. Кальцій оксид застосовують для відокремлення водяної пари, що міститься в повітрі. Яку властивість цього оксиду використовують? Відповідь підтвердьте рівнянням відповідної реакції.
6. Тримати в руках калій оксид не можна. Що відчуватимуть пальці, якщо порушити це правило? Відповідь підтвердьте рівнянням реакції.

- *7. Складіть рівняння реакції між киснем O_2 і: а) літєм; б) бісмутом; в) нікелем, якщо відомо формули відповідних оксидів: Li_2O , Bi_2O_3 , NiO . Яку масу порошкоподібного бісмуту потрібно витратити, щоб одержати 23,3 г бісмут(III) оксиду?
- *8. Визначте, скільки молекул кисню O_2 утвориться в разі термічного розкладу 40 г хром(VI) оксиду згідно з рівнянням реакції



9. Які з наведених пар оксидів можуть взаємодіяти між собою за певних умов з утворенням солі: $Li_2O + CrO_3$, $BaO + SiO_2$, $CaO + MnO$, $N_2O_5 + CO_2$, $SO_3 + MgO$, $P_2O_5 + Na_2O$? Складіть рівняння реакцій, якими це можна підтвердити.
10. Які з указаних оксидів: Na_2O , CaO , CO_2 , N_2O_5 , FeO , SiO_2 взаємодіють з: а) KOH ; б) H_2O ; в) HCl ? Складіть рівняння реакцій.
- *11. Складіть рівняння таких реакцій:



- а) Скільки молів натрій оксиду прореагує?
- б) Який об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду при цьому буде витрачено?
- в) Скільки молекул HNO_3 має вступити в реакцію, щоб утворилося 39,4 г солі?
12. У результаті пропускання повітря через розчин $Ba(OH)_2$ з'явився осад. Який газ прореагував з основою $Ba(OH)_2$? Яка речовина утворила осад? Складіть рівняння реакції.
13. Як за допомогою дослідів за звичайних умов відрізнити два білих порошки: магній оксид і фосфор(V) оксид? Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.

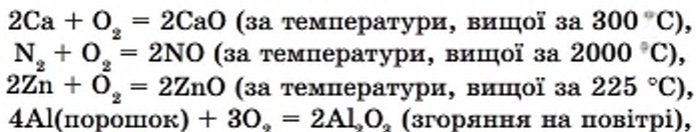
§ 39. Загальні способи добування оксидів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся,
як можна отримати оксиди.

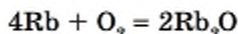
Способи добування оксидів базуються на їхніх хімічних властивостях.

1. Оксиди утворюються внаслідок взаємодії простих речовин із киснем O_2 .

Деякі із цих речовин вступають у реакцію з киснем O_2 під час нагрівання, наприклад:

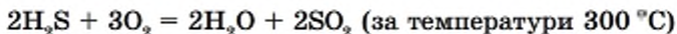


а деякі навіть на холоді:



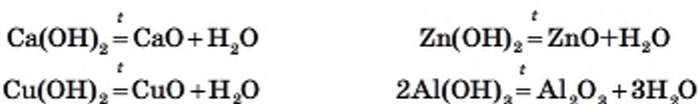
Цей спосіб добування оксидів ще називають *прямим*.

2. У результаті взаємодії складних речовин із киснем O_2 , як правило за високих температур, утворюються переважно оксиди тих елементів, з яких складається реагент, наприклад:



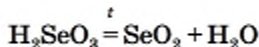
3. Оксиди можна отримати і в результаті розкладання оксигеновмісних сполук.

Під час нагрівання деяких переважно нерозчинних основ та амфотерних гідроксидів утворюються оксид відповідного металічного елемента й вода:



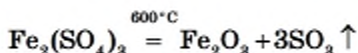
Такий спосіб одержання оксидів називають *непрямим*.

У результаті нагрівання деяких кислот теж можливе утворення оксиду відповідного неметалічного елемента й води:

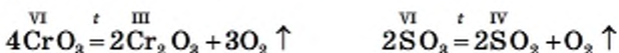


Подібний тип хімічних реакцій часто називають *реакціями дегідратації*, тобто реакціями, протилежними *реакціям гідратації* — приєднання води.

Деякі солі розкладаються під час нагрівання на оксиди відповідних металічного і неметалічного елементів:



Нагрівання деяких оксидів супроводжується утворенням оксиду, у якому елемент виявляє нижчу валентність, і виділенням кисню:



В інших випадках, навпаки, нагрівання оксидів деяких елементів на повітрі спричиняє утворення оксиду, у якому елемент виявляє вищу валентність:



Запитання та завдання



1. Який спосіб одержання оксидів називають прямим? Наведіть приклади.
2. Оксиди можуть утворюватися внаслідок взаємодії з киснем: а) тільки простих речовин; б) тільки складних речовин; в) як простих, так і складних речовин. Наведіть приклади.
3. Який спосіб одержання оксидів відносять до реакції дегідратації? Наведіть приклади.
4. Чи можна одержати оксиди: а) термічним розкладанням солей оксигеновмісних кислот; б) термічним розкладанням оксидів елементів із високою або найвищою валентністю; в) окисненням оксидів із низькою валентністю до оксидів, у яких елемент виявляє більш високу валентність? Наведіть приклади.
5. Яка маса оксиду утвориться внаслідок термічного розкладання алюміній гідроксиду, взятого кількістю речовини 0,04 моль?
6. На оксиди яких елементів розкладається за високої температури магній карбонат? Яку масу цієї речовини потрібно взяти, щоб одержати 16 г оксиду, який за звичайних умов є твердою речовиною? Який об'єм (н. у.) займатиме оксид другого елемента?
7. Обчисліть масову частку (%) неметалічного елемента в оксиді, який утворюється внаслідок дегідратації метасилікатної кислоти H_2SiO_3 ?
8. У результаті згоряння арсину AsH_3 , як і в разі згоряння H_2S , утворюються оксид неметалічного елемента (As_2O_3) і вода. У якому мольному співвідношенні утворюються арсен(III) оксид і сульфур(IV) оксид у разі згоряння AsH_3 і H_2S , якщо в обох випадках в реакцію вступило 0,6 моль кисню?

§ 40. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів та продуктів реакцій

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. У результаті реакції між порцією сірки масою 9,6 г і киснем утворився сульфур(IV) оксид. Обчисліть об'єм (н. у.) утвореного SO_2 і кількість речовини кисню, яку потрібно взяти для цієї реакції.



Дано:

$$m(\text{S}) = 9,6 \text{ г}$$

$$V(\text{SO}_2) = ?$$

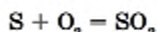
$$v(\text{O}_2) = ?$$

Розв'язання

Спочатку визначимо кількість речовини сірки:

$$v(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{9,6 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ (моль)}.$$

Тепер запишемо рівняння реакції:



Згідно з рівнянням реакції з 1 моль сірки утворюється 1 моль SO_2 . А яка кількість речовини SO_2 утвориться з 0,3 моль сірки? Складемо пропорцію:

$$1 \text{ моль сірки} \rightarrow 1 \text{ моль } \text{SO}_2 \text{ (за рівнянням)}$$

$$0,3 \text{ моль сірки} \rightarrow x \text{ моль } \text{SO}_2$$

$$\frac{1}{0,3} = \frac{1}{x}; \quad x = \frac{0,3 \cdot 1}{1} = 0,3.$$

Отже, $x = 0,3$ моль. Таким чином, $v(\text{SO}_2) = 0,3$ (моль). Знаходимо об'єм (н. у.) сульфур(IV) оксиду за формулою

$$v(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m},$$

де V_m — молярний об'єм газу, який дорівнює 22,4 л/моль.

$$\begin{aligned} V(\text{SO}_2) &= v(\text{SO}_2) \cdot V_m = \\ &= 0,3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 6,72 \text{ л}. \end{aligned}$$

Аналогічно обчислимо кількість речовини кисню за рівнянням реакції:

на 1 моль сірки потрібно 1 моль кисню (за рівнянням),
на 0,3 моль сірки — y моль кисню.

Складемо й розв'яжемо пропорцію:

$$\frac{1}{0,3} = \frac{1}{y}; \quad y = 0,3 \text{ моль}.$$

Відповідь: $V(\text{SO}_2) = 6,72$ л; $v(\text{O}_2) = 0,3$ моль.

Приклад 2. Обчисліть масу порошкоподібного алюмінію, який згоряє в кисні об'ємом 20,16 л (н. у.). Яка кількість речовини Al_2O_3 внаслідок цього утвориться?

Дано:
 $V(\text{O}_2) = 20,16 \text{ л}$

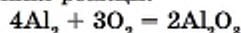
$m(\text{Al}) = ?$
 $v(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$

Розв'язання

Визначимо кількість речовини кисню:

$$v(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{20,16 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,9 \text{ моль.}$$

Запишемо рівняння реакції:



Згідно з рівнянням реакції на згорання 4 моль алюмінію потрібно 3 моль O_2 . А яка кількість речовини алюмінію згорить у 0,9 моль кисню? Складемо пропорцію:

4 моль алюмінію \rightarrow 3 моль кисню (за рівнянням),
 x моль алюмінію \rightarrow 0,9 моль кисню,

$$\frac{4}{x} = \frac{3}{0,9}; \quad x = \frac{4 \cdot 0,9}{3} = 1,2.$$

Отже, $v(\text{Al}) = 1,2$ моль.

Знаходимо масу алюмінію:

$$m(\text{Al}) = v(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = \\ = 1,2 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 32,4 \text{ г.}$$

Обчислимо кількість речовини Al_2O_3 за рівнянням реакції:

із 4 моль алюмінію утворюється
2 моль Al_2O_3 (за рівнянням),
з 1,2 моль алюмінію — y моль Al_2O_3 .

Складемо й розв'яжемо пропорцію:

$$\frac{4}{1,2} = \frac{2}{y}.$$

Отримаємо: $y = \frac{1,2 \cdot 2}{4} = 0,6$, тобто $v(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,6$ моль.

Відповідь: $m(\text{Al}) = 32,4 \text{ г}$; $v(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,6$ моль.

Запитання та завдання



1. За якими формулами обчислюють кількість речовини, якщо серед даних є: а) маса речовини; б) об'єм (н. у.) речовини; в) число структурних частинок речовини?
2. Що таке молярний об'єм газуватої речовини за нормальних умов? У яких одиницях його виражають?
3. Що означає поняття *стала Авогадро*? У якій одиниці виражають її значення?
4. Що таке масова частка елемента в сполуці? У яких одиницях її виражають і за якою загальною формулою обчислюють?

5. Укажіть рядок, у якому записано формули кислот, що утворюються внаслідок взаємодії оксидів B_2O_3 , SO_2 , Cl_2O_7 , CrO_3 з водою:

- а) HBO_3 , H_2SO_4 , $HClO_3$, $HCrO_2$;
- б) H_3BO_3 , H_2SO_3 , $HClO_2$, H_2CrO_4 ;
- в) H_3BO_3 , H_2SO_3 , $HClO_4$, H_2CrO_4 ;
- г) $H_2B_4O_7$, H_2SO_4 , $HClO$, H_2CrO_4 .

Яка кількість речовини кислот при цьому утворилася, якщо в реакцію вступило по 0,5 моль цих оксидів?

6. Узяли порції цинку, калію, хрому та кальцію масою відповідно 13 г, 26 г, 39 г і 20 г. Обчисліть кількість речовин ZnO , KOH , Cr_2O_3 , $Ca(OH)_2$, що утворилися внаслідок взаємодії цих металів з водою. Оксиди ZnO та Cr_2O_3 утворюються за підвищених температур.

7. Серед наведених оксидів до основного слід віднести:

- а) SO_2 ; б) MgO ; в) N_2O_5 ; г) CO_2 .

8. Серед наведених оксидів до кислотного слід віднести:

- а) Fe_2O_3 ; б) BaO ; в) P_2O_5 ; г) Na_2O .

9. У якому з оксидів масова частка Оксигену найбільша:

- а) хром(II) оксид; б) аргентум(I) оксид;
- в) сульфур(VI) оксид; г) бісмут(III) оксид?

* 10. Обчисліть, яка маса фосфор(V) оксиду необхідна для одержання:

- а) 16 г HPO_3 внаслідок реакції P_2O_5 з водою за температурою 10 °C;
 - б) 9,8 г H_3PO_4 внаслідок реакції P_2O_5 з водою за температури кипіння;
 - в) 8,2 г Na_3PO_4 внаслідок реакції P_2O_5 з Na_2O ;
 - г) 42,4 г K_3PO_4 внаслідок реакції P_2O_5 з KOH .
- Складіть рівняння всіх запропонованих реакцій.

* 11. Обчисліть масу барій оксиду, яка необхідна для одержання:

- а) 34,2 г $Ba(OH)_2$ внаслідок реакції BaO з водою;
- б) 7,88 г $BaCO_3$ внаслідок реакції BaO з CO_2 ;
- в) 3,38 г BaS унаслідок реакції BaO з H_2S ;
- г) 10,4 г $BaCl_2$ внаслідок реакції BaO з HCl .

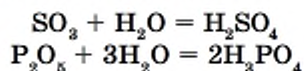
* 12. Для повного згоряння 8 г деякої простої речовини витратили 5,6 л (н. у.) кисню O_2 . В утвореному оксиді елемент має валентність, яка дорівнює IV. Що це за елемент?

§ 41. Склад кислот

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке кислотний залишок;
- які кислоти відносять до безоксигенових, а які — до оксигеновмісних;
- який клас неорганічних сполук називають кислотами;
- якою загальною формулою можна виразити склад кислот.

Ви можете навести приклади деяких кислот, тому що з представниками цього класу речовин ви вже ознайомилися в § 9, 41, 42. Це кислоти, що своїм походженням завдячують реакціям деяких кислотних оксидів з водою:



На модельній схемі (рис. 46) показано перегрупування атомів у ході реакції сульфур(VI) оксиду з водою.

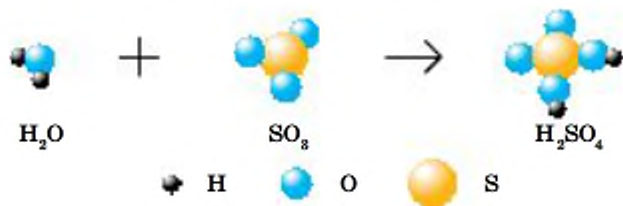


Рис. 46. Модельна схема реакції сульфур(VI) оксиду з водою

Кислотні оксиди є не єдиними речовинами, які внаслідок взаємодії з водою утворюють кислоти. Якщо гідроген хлорид HCl — продукт реакції газуватих водню H_2 та хлору Cl_2 — розчинити у воді, то в розчині він теж виявляє кислотні властивості.

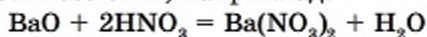
Довести, що утворена сполука належить до класу кислот, можна додаванням до розчину фіолетового нейтрального лакмусу: рідина забарвлюється в червоний колір. Така зміна забарвлення лакмусу з фіолетового на червоний свідчить про наявність у розчині кислоти.

Кислоти сульфатна H_2SO_4 й ортофосфатна H_3PO_4 містять атоми Оксигену й тому їх називають *оксигеновмісними*.

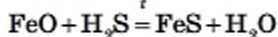
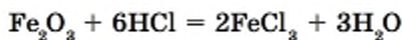
На відміну від них хлоридна кислота HCl є сполукою, що не містить Оксигену, тому її називають *безоксигеновою*. Це не єдина безоксигенова кислота, прикладами таких кислот є H_2S — сульфідна кислота, HBr — бромідна кислота тощо.

Коли ви вивчали хімічні властивості оксидів (§ 42), то помітили, що в реакціях основних оксидів з кислотами є такі групи

атомів, що не руйнуються, а переходять зі складу молекули кислоти до складу солі без змін, наприклад:



Ці групи атомів називають *кислотними залишками*. Кислотним залишком є і атом Хлору, що входить до складу хлоридної кислоти HCl, і атом Сульфуру в молекулі сульфідної кислоти:



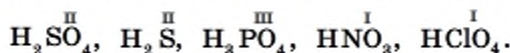
Кислоти — це сполуки, до складу яких входять кислотні залишки й атоми Гідрогену, спроможні заміщуватися на атоми металічних елементів.

Склад кислот можна узагальнити за допомогою формули



де $\overset{x}{\text{An}}$ — група атомів кислотного залишку (x — валентність).

Із формули видно, що значення валентності кислотного залишку визначає число атомів Гідрогену, які входять до складу молекули кислоти. І навпаки, валентність кислотного залишку можна знайти за числом атомів Гідрогену, наприклад:



Наведемо моделі молекул найпоширеніших кислот (рис. 47).

Як видно на моделях, молекули кислот HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 складаються відповідно з одного, двох, трьох атомів Гідрогену та кислотних залишків — NO_3 , SO_4 , PO_4 .

Зверніть увагу: у молекулах оксигеновмісних кислот атом Гідрогену сполучений з атомом Оксигену. У молекулах HCl і H_2S атоми Гідрогену безпосередньо сполучені з атомом відповідно Хлору та Сульфуру.

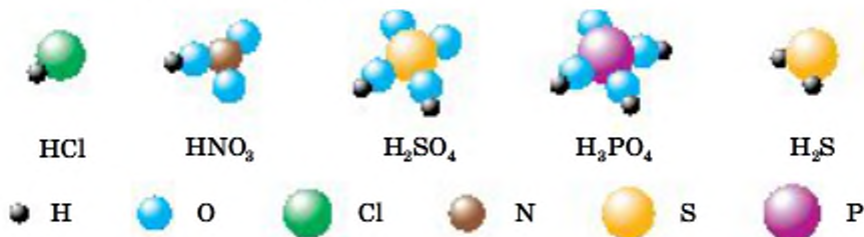


Рис. 47. Моделі молекул найпоширеніших кислот



До порції води масою 90 г внесли 3 моль N_2O_5 . Яка маса кислоти утворилася? Яке число молекул води прореагувало, а яке ні?

Дано:

$$m(H_2O) = 90 \text{ г}$$

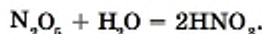
$$\nu(N_2O_5) = 3 \text{ моль}$$

$m(\text{кислоти}) = ?$

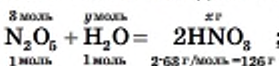
$N(H_2O) = ?$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



Визначимо на його основі невідомі величини:



$$x = m(HNO_3) = \frac{3 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 378 \text{ г},$$

$$y = \nu(H_2O) = \frac{3 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 3 \text{ моль} —$$

прореагувало.

Через те що за умовою задачі було взято 90 г води, або

$$\nu(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{90 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль},$$

то 5 моль – 3 моль = 2 моль води — не прореагувало.

$$\text{Оскільки прореагувало } \nu(H_2O) = \frac{N(H_2O)}{N_A},$$

то число молекул складає:

$$\begin{aligned} N(H_2O) &= 3 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = \\ &= 1,806 \cdot 10^{24} \text{ молекул}. \end{aligned}$$

Не прореагувало:

$$\begin{aligned} N(H_2O) &= 2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = \\ &= 1,204 \cdot 10^{24} \text{ молекул}. \end{aligned}$$

Відповідь: $m(HNO_3) = 378 \text{ г}$;

$N(H_2O) = 1,806 \cdot 10^{24}$ молекул прореагувало,

$N(H_2O) = 1,204 \cdot 10^{24}$ молекул не прореагувало.

Запитання та завдання



- ° 1. Дайте визначення поняття: а) кислота; б) кислотний залишок.
- ° 2. Які з наведених кислот $HClO_4$, H_2S , H_2CrO_4 , H_2Te , HBr , H_3BO_3 , HCl належать до: а) безоксигенових; б) оксигеновмісних? Чому?
- *3. У кислотах HI , HVO_2 , H_2SiO_3 , $HClO_2$, HPO_3 , H_2CO_3 , H_2Se визначте й випишіть відповідні кислотні залишки та укажіть їхні валентності.
- *4. Обчисліть масу (у грамах): а) 0,15 моль сульфатної кислоти; б) $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул нітратної кислоти.

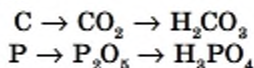
- *5. Яка маса (г) сірководню (гідроген сульфід) містить стільки ж молекул, скільки їх міститься в 54 г води?
- *6. У порцію води масою 108 г внесли: а) 2 моль P_2O_5 ; б) 6 моль SO_2 . Які маси відповідних кислот утворилися?
7. Отримайте безоксигенову кислоту з гідроген сульфідом H_2S взаємодією простих речовин. Як називають розчин гідроген сульфід у воді?
8. У трьох пробірках без етикеток містяться барій гідроксид, сульфатна кислота, калій нітрат. Запропонуйте найпростіший спосіб ідентифікації цих речовин.
9. Яка маса безводної сульфатної кислоти H_2SO_4 містить стільки ж молекул, скільки їх входить у 180 г води H_2O ?
10. Обчисліть масу $0,75$ моль $25 \cdot 10^{22}$ молекул ортофосфатної кислоти.
11. Які із речовин, формули яких наведено, реагують з хлоридною кислотою: CaO , Zn , $Mg(OH)_2$, Cu , $Fe(OH)_3$?
12. У реакції цинка з хлоридною кислотою утворилося 16,1 г цинк сульфату. Яка маса кислоти прореагувала?
13. Яка з кислот — H_2SO_4 чи H_2SO_3 — містить більше Сульфуру?

§ 42. Назви кислот

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке кислотоутворюючий елемент;
- як утворюють назви безоксигенових і оксигеновмісних кислот.

Чим відрізняється якісний склад кислот: карбонатної H_2CO_3 й ортофосфатної H_3PO_4 ? Лише одним: елементом, від якого ці кислоти утворилися. Наприклад, для карбонатної та ортофосфатної кислот можна записати такі ланцюжки послідовних перетворень:



Елементом, який утворює кислоту, — *кислотоутворюючим елементом* — у першому випадку є Карбон, у другому — Фосфор. Саме від їхніх назв і походять корені в назвах кислот — карбонатна H_2CO_3 й ортофосфатна H_3PO_4 . Отже, назви будь-яких кислот походять від назв відповідних кислотоутворюючих елементів:

H_2SO_4 — сульфатна кислота, HNO_3 — нітратна кислота, HNO_2 — нітритна кислота.

Корені в словах «нітратна» й «нітритна» однакові, тому що вони походять від назви одного й того самого кислотоутворюючого елемента — Нітрогену, а суфікси — різні. Чому?

Назви безоксигенових кислот складають із кореня назви кислотоутворюючого елемента та суфікса *-идн* чи *-идн* і додають слово «кислота». Наприклад, якщо кислотоутворюючим елементом є Хлор або Бром, то назви відповідних кислот такі: HCl — хлоридна кислота, HBr — бромідна кислота.

Наведемо формули й назви найпоширеніших кислот та їхніх кислотних залишків за раціональною номенклатурою. У дужках наведено тривіальні назви деяких кислот (табл. 15).

Таблиця 15

Найпоширеніші кислоти

Назва й символ кислотоутворюючого елемента	Формула кислоти	Назва кислоти	Формула кислотного залишку та його валентність	Назва кислотного залишку
Флуор F	HF	Фторидна (плавикова)	$\overset{I}{F}$	Фторид
Хлор Cl	HCl	Хлоридна (соляна або хлороводнева)	$\overset{I}{Cl}$	Хлорид
Бром Br	HBr	Бромідна (бромоводнева)	$\overset{I}{Br}$	Бромід
Йод I	HI	Йодидна (йодоводнева)	$\overset{I}{I}$	Йодид
Сульфур S	H ₂ S	Сульфідна (сірководнева)	$\overset{II}{S}$	Сульфід
Сульфур S	H ₂ SO ₄	Сульфатна (сірчана)	$\overset{II}{SO_4}$	Сульфат
Нітроген N	HNO ₃	Нітратна (азотна)	$\overset{I}{NO_3}$	Нітрат
Нітроген N	HNO ₂	Нітритна (азотиста)	$\overset{I}{NO_2}$	Нітрит
Фосфор P	HPO ₃	Метафосфатна (метафосфорна)	$\overset{I}{PO_3}$	Метафосфат
Фосфор P	H ₃ PO ₄	Ортофосфатна (ортофосфорна)	$\overset{III}{PO_4}$	Ортофосфат
Карбон C	H ₂ CO ₃	Карбонатна (вугільна)	$\overset{II}{CO_3}$	Карбонат
Силіцій Si	H ₂ SiO ₃	Метасилікатна (метакремнієва)	$\overset{II}{SiO_3}$	Метасилікат



Унаслідок нагрівання карбонатна кислота кількістю речовини 0,075 моль розкладається з виділенням газуватого карбон(IV) оксиду. Який об'єм цього газу утвориться за нормальних умов та яку масу натрій гідроксиду необхідно витратити для його поглинання з утворенням солі Na_2CO_3 ?

Дано:

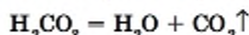
$$v(\text{H}_2\text{CO}_3) = 0,075 \text{ моль}$$

$$V(\text{CO}_2) = ?$$

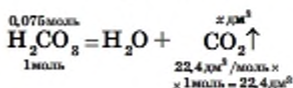
$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції розкладання:

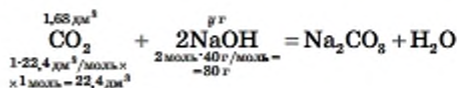


Обчислимо об'єм CO_2 (н. у.), який утворився:



$$x = V(\text{CO}_2) = \frac{0,075 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3}{1 \text{ моль}} = 1,68 \text{ дм}^3.$$

Складемо рівняння реакції взаємодії CO_2 з натрій гідроксидом та обчислимо необхідні дані:



$$y = m(\text{NaOH}) = \frac{1,68 \text{ дм}^3 \cdot 80 \text{ г}}{22,4 \text{ дм}^3} = 6 \text{ г}.$$

Відповідь: $V(\text{CO}_2) = 1,68 \text{ л}$; $m(\text{NaOH}) = 6 \text{ г}$.

Запитання та завдання



- Який елемент, що входить до складу кислот, називають кислотоутворюючим?
- Як утворюють назви кислот?
- У яких випадках у назвах кислот, утворених одним і тим самим елементом, застосовують різні суфікси?
- Чому до назв кислот, утворених одним і тим самим елементом з тією ж валентністю, додають префікси *орто*- або *мета*-?
- Як утворюють назви безоксигенових кислот?
- Назвіть кислоти: H_2SO_4 , HNO_2 , H_2SiO_3 , HPO_3 . Укажіть відповідно валентність елементів Cr, N, Si і P у цих сполуках. Обчисліть масову частку кожного із цих елементів у відповідній кислоті.

7. Яку назву мають кислотні залишки складу:

- а) $\overset{\text{II}}{\text{CO}_2}$; б) $\overset{\text{II}}{\text{S}}$; в) $\overset{\text{I}}{\text{NO}_2}$; г) $\overset{\text{I}}{\text{PO}_2}$?

Складіть формули кислот, що відповідають цим залишкам, і визначте валентність кислотоутворюючого елемента.

8. Користуючись таблицею 15, виписіть формули кислот: а) оксигеновмісних; б) безоксигенових. Назвіть їх.

9. Обчисліть масу нітратної кислоти, необхідної для реакції з магній оксидом масою 5 г.

*10. Карбонатна кислота досить легко розкладається навіть за кімнатної температури на газуватий кислотний оксид і воду. Складіть рівняння відповідної реакції та обчисліть об'єм (н. у.) газу, що може виділитися з розчину кислоти, кількість речовини якої складає 0,2 моль.

§ 43. Класифікація кислот і їхні фізичні властивості

У цьому параграфі ви дізнаєтеся про:

- типи класифікацій кислот;
- фізичні властивості кислот.

Класифікація кислот. Із класифікацією кислот за складом їхніх кислотних залишків ви вже знайомі. За цією ознакою кислоти поділяють на оксигеновмісні та безоксигенові (схема 6).

Схема 6



Класифікують кислоти й за числом атомів Гідрогену, що можуть заміщуватися на атоми металічних елементів у реакції з ними з утворенням солі. За цією ознакою кислоти поділяють на *одноосновні*, *двоосновні*, *триосновні* (схема 7).

Схема 7



Фізичні властивості кислот. Більшість неорганічних кислот — це продукти розчинення та взаємодії певних газів (HCl , HBr , HI , H_2S , CO_2) із водою, через те що в безводному стані такі кислоти не існують.

До безводних кислот за звичайних умов належать кислоти H_3PO_4 і HPO_3 — це тверді речовини. Кислоти H_2SO_4 і HNO_3 теж можуть існувати у безводному стані, але являють собою рідини.

З тих кислот, що наведені в таблиці 18, нерозчинними у воді є лише H_4SiO_4 і H_2SiO_3 .

■ Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Які з наведених кислот HMnO_4 , H_2SeO_3 , H_2Se , H_3PO_4 , HI , HNO_2 належать до: а) одноосновних, б) багатоосновних?



Розв'язання

До одноосновних кислот належать ті, до складу яких входить один атом Гідрогену: HMnO_4 , HI , HNO_2 .

До багатоосновних кислот належать кислоти, що містять два або більше атомів Гідрогену, спроможних заміщуватися атомами металічних елементів: H_2SeO_3 , H_2Se , H_3PO_4 .

Відповідь: а) одноосновні — HMnO_4 , HI , HNO_2 ; багатоосновні — H_2SeO_3 , H_2Se , H_3PO_4 .

Приклад 2. Який об'єм H_2S (н. у.) містить ту саму кількість молекул, що і порція сульфатної кислоти масою 245 г? Чому дорівнює це число молекул?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 245 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

$$N(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

Розв'язання

Обчислимо число молів H_2SO_4 :

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 4 = 98; M = 98 \text{ г/моль.}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{245}{98} = 2,5 \text{ (моль).}$$

У 2,5 моль H_2SO_4 міститься стільки ж молекул, скільки у 2,5 моль H_2S .

Тоді з формули $\nu(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_m}$ визначаємо:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot V_m = 2,5 \cdot 22,4 = 56 \text{ (л).}$$

Число молекул H_2S визначаємо з формули

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = \frac{N(\text{H}_2\text{S})}{N_A}$$

Звідси $N(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot N_A =$

$$= 2,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ (молекул).}$$

Відповідь: 56 л; $1,505 \cdot 10^{24}$ молекул.

Приклад 3. Які оксиди відповідають кислотам HMnO_4 , HNO_3 , H_2SeO_3 , H_3PO_4 ? Які маси кожної з цих кислот утворяться, якщо в реакцію з водою вступило по 12 г відповідного оксиду?

Дано:

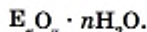
HMnO_4 , HNO_3 ,
 H_2SeO_3 , H_3PO_4 ;
 m (оксидів) =
 = 12 г кожного

m (кожної
 кислоти) — ?

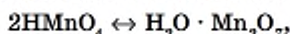
Формули оксидів
 відповідних
 кислот — ?

Розв'язання

Формулу будь-якої оксигеновмісної кислоти можна подати узагальненою формулою

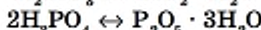
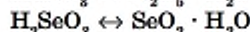
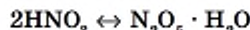


У формулі кислоти HMnO_4 є тільки один атом Гідрогену, а у формулі води — два. Тому перед формулою кислоти ставимо коефіцієнт 2 й умовно позначаємо тотожність складів як

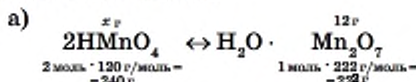


бо тільки тоді наведене рівняння відповідатиме закону збереження маси.

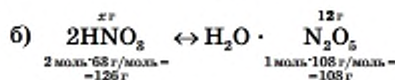
Запишемо аналогічні рівняння для інших кислот:



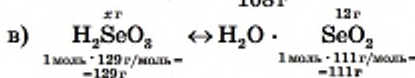
Визначимо маси кислот:



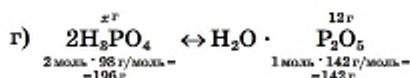
$$x = m(\text{HMnO}_4) = \frac{240 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{222 \text{ г}} = 12,97 \text{ г};$$



$$x = m(\text{HNO}_3) = \frac{126 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{108 \text{ г}} = 14 \text{ г};$$



$$x = m(\text{H}_2\text{SeO}_3) = \frac{129 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{111 \text{ г}} = 13,95 \text{ г}$$

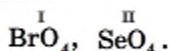


$$x = m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{196 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{142 \text{ г}} = 16,56 \text{ г}.$$

Відповідь: формули оксидів Mn_2O_7 , N_2O_5 , SeO_2 , P_2O_5 ; маси відповідних кислот: а) 12,97 г; б) 14 г; в) 13,95 г; г) 16,56 г.



- °1. Як класифікують кислоти за кількістю атомів Гідрогену, що входять до їхнього складу?
- °2. Наведіть приклади кислот, які: а) існують у водних розчинах; б) можуть існувати у рідкому стані; в) можуть існувати у твердому стані; г) нерозчинні у воді.
- °3. Із таблиці 18 виписіть формули кислот: а) оксигеновмісних одноосновних; б) безоксигенових двоосновних; в) оксигеновмісних триосновних; г) безоксигенових одноосновних; г) оксигеновмісних двоосновних.
- °4. Складіть формули й дайте назву кислотам, які мають такі кислотні залишки:



- °5. Які з наведених речовин: KCl , Na_2O , H_2Se , LiOH , H_2SO_3 , CrCl_3 , As_2O_5 , HBr , NO , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, NH_3 , HCl , CaSO_4 , MnO_2 є оксидами, а які — кислотами? Виписіть окремо формули оксидів і кислот. Позначте, чому дорівнює валентність елемента, що утворив: а) оксид; б) кислоту.
- °6. З яких оксидів можна отримати такі кислоти: HNO_3 , H_3AsO_4 , HClO_4 , H_3BO_3 ? Складіть відповідні рівняння реакцій. Дайте назви кислотам.
- *7. Обчисліть масу $0,25$ моль і $15 \cdot 10^{23}$ молекул ортофосфатної кислоти.
- *8. Яка маса гідроген хлориду HCl містить стільки ж молекул, скільки й порція води H_2O масою 180 г?
- *9. Складіть рівняння реакцій між водою та оксидами, які відповідають кислотам: а) H_2CrO_4 ; б) HMnO_4 . Обчисліть масу кожної з кислот за умови, що в реакцію вступило 5 г кожного з оксидів.
- *0. Визначте формули та значення молярних мас (г/моль) кислот, якщо:
 - а) масова частка елемента Е в оксигеновмісній кислоті складу HEO_3 дорівнює $38,75\%$;
 - б) у $40,5$ г безоксигенової кислоти складу HE міститься $0,5$ г Гідрогену;
 - в) кислоту одержали внаслідок взаємодії води й оксиду EO_2 з масовим відношенням елементів у ньому $1 : 1$.
- *11. Складіть рівняння реакції між сульфатною кислотою й оксидом металічного елемента(II), у якому масове співвідношення елементів становить $3 : 2$.

§ 44. Хімічні властивості кислот: взаємодія з основними оксидами й основами

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як розчини кислот змінюють забарвлення індикаторів;
- які сполуки утворюються в результаті взаємодії кислот з основними оксидами й основами;
- що таке реакція нейтралізації.

Дія кислот на індикатори. Одним зі способів, за допомогою яких відрізняють розчини кислот від речовин інших класів сполук, є зміна кольору індикаторів. Ви вже знаєте, як змінюється колір у разі додавання до кислот лакмусу. Ще один з індикаторів — метилоранж у розчинах кислот змінює своє забарвлення з помаранчевого на червоне.

Лабораторний дослід 8

Дія водних розчинів кислот на індикатори

З розчинами кислот необхідно поводитись обережно!

Налейте у дві пробірки приблизно по 2 см³ розчину розведеної сульфатної кислоти.

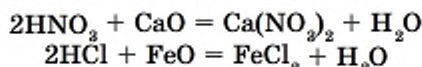
В одну з них додайте 2–3 краплі розчину нейтрального лакмусу, а в другу — стільки ж розчину метилового оранжевого. Що спостерігаєте? Якого кольору набувають індикатори?

Взаємодія кислот з основними оксидами й основами. Дослідимо загальні хімічні властивості кислот за схемою, якою ви вже користувалися, коли вивчали клас оксидів. Перевіримо, чи реагують кислоти з основними оксидами та основами. Після цього з'ясуємо, чи відбуваються хімічні перетворення за участі кислот і металів, кислот і солей (схема 8).

Схема 8

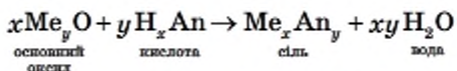


З реакціями кислот і основних оксидів ви вже ознайомилися, коли вивчали хімічні властивості основних оксидів:



Таку хімічну властивість кислот використовують у виробництві деяких солей, а також для очищення поверхні металу, найчастіше заліза, від плівки його оксидів перед тим, як покрити її фарбою чи іншим металом.

Реакції основних оксидів (тобто оксидів, утворених тільки металічними елементами) з кислотами можна узагальнити такою схемою:



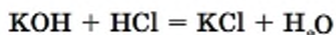
Продуктами цих реакцій є розчинна сіль і вода.

Перевіримо на досліді, чи взаємодіють кислоти з основами.

У хімічний стакан із хлоридною кислотою HCl додамо 2–3 краплі фіолетового лакмусу. У кислому середовищі такий лакмус забарвлюється в червоний колір. Потім будемо краплями додавати розчин калій гідроксиду KOH із бюретки — градуйованої скляної трубки, призначеної для обережного приливання одного розчину до іншого (рис. 48). На нижньому кінці бюретки є кран або зажим. Із крана можна приливати розчин малими порціями, щоб точно встановити закінчення реакції в стакані.

Якщо розчину KOH ми додали стільки, що вся кислота HCl вступила в реакцію, то забарвлення лакмусу змінюється на фіолетове. Це означає, що в стакані відсутні як кислота, так і луг, бо вони повністю прореагували одне з одним. Якщо додати в стакан ще краплю лугу, то йому не буде із чим реагувати. Тоді лакмус забарвиться в синій колір і покаже надлишкову кількість лугу в розчині. Отже, оскільки розчин став фіолетовим, то середовище нейтральне. Випаривши розчин, ми отримаємо сіль KCl.

Взаємодію між калій гідроксидом і хлоридною кислотою передають рівнянням

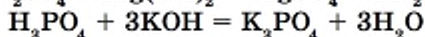
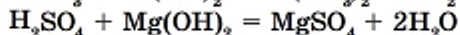
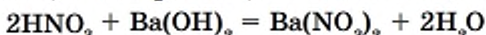


Реакцію між кислотою та основою, у результаті якої утворюється сіль і вода, називають *реакцією нейтралізації* (від латинського *neutralis*, що означає «той, що не належить ні тому, ні іншому»).

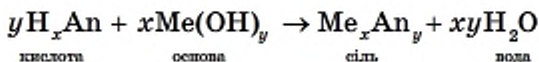


Рис. 48. Прилад для проведення реакції нейтралізації

Ця реакція характерна для кислот та основ: усі кислоти реагують з розчинами основ, а всі основи — з розчинами кислот. *Продуктом реакції нейтралізації є сіль і вода*, наприклад:



У загальному вигляді реакцію нейтралізації можна записати в такий спосіб:



кислота

основа

сіль

вода

Запитання та завдання



- У який колір у кислому середовищі забарвлюються індикатори: а) фенолфталеїн; б) лакмус; в) метилоранж?
- Як називають реакцію взаємодії кислот з основами?
- Які продукти реакції утворюються внаслідок взаємодії кислот з: а) основними оксидами; б) основами? Якими узагальненими рівняннями реакцій це можна подати?
- Складіть шість рівнянь реакцій, які характеризують хімічні властивості сульфатної кислоти з точки зору її взаємодії з основними оксидами та основами.
- З якими з перелічених речовин прореагує хлоридна кислота: CO_2 , KOH , P_2O_5 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuO , SO_2 ? Складіть рівняння реакцій, які відбуваються.
- Якими рівняннями реакцій можна передати взаємодію хлоридної кислоти з: а) ферум(II) оксидом; б) барій оксидом; в) натрій оксидом? Яка кількість речовини оксиду прореагує та яка маса води утвориться в кожному випадку, якщо в реакцію з оксидами вступало по $9,03 \cdot 10^{23}$ молекул кислоти?
- Оксид магнію масою 20 г обробили розчином хлоридної кислоти. Обчисліть кількість речовини обох продуктів реакції, які при цьому утворилися.
- Якщо у вас є такі речовини: сульфур(VI) оксид SO_3 , калій гідроксид, нітратна кислота, барій оксид, то якими рівняннями реакцій можна передати можливі взаємодії цих неорганічних речовин, якщо їх узяти попарно?

§ 45. Хімічні властивості кислот: взаємодія із солями

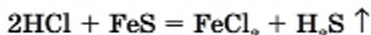
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- у чому полягають особливості взаємодії кислот із солями;
- які реакції називають реакціями обміну.

Взаємодія кислот із солями. У результаті цієї реакції утворюються *нова кислота й нова сіль*.

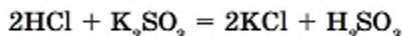
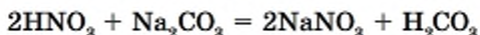
Реакції кислот із солями мають такі особливості:

а) кислота, яка утворилася внаслідок реакції, має бути *більш легкою*, ніж кислота, що вступила в реакцію:

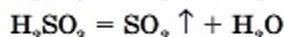
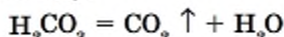


Сульфідна кислота H_2S — більш легка, ніж хлоридна кислота HCl . З розчину продуктів реакції виділяється газ — гідроген сульфід (сірководень) H_2S ;

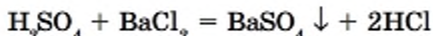
б) реакція між кислотою та сіллю відбувається, якщо при цьому утворюється *слабка кислота*, тобто така, яка легко розкладається на кислотний оксид і воду:



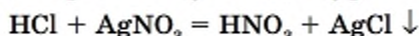
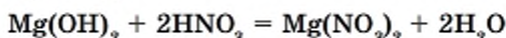
Карбонатна кислота H_2CO_3 є слабкішою порівняно з нітратною кислотою HNO_3 — вона розкладається з виділенням карбон(IV) оксиду, а сульфитна кислота є слабкішою за хлоридну — вона повністю розкладається в момент утворення з виділенням сульфур(IV) оксиду:



в) якщо утворена кислота *ані легка, ані слабка*, тоді утворена сіль має бути *нерозчинною*, тобто випадати в осад на дно посудини:



Реакції обміну. У процесі ознайомлення з взаємодією кислот з оксидами металічних елементів, основами та солями ви спостерігали, як із двох складних речовин, які взаємодіють, у результаті перебігу реакції утворюються дві інші складні речовини. Наприклад:



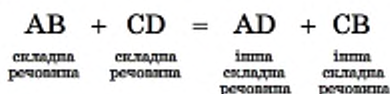
З рівняння реакції нітратної кислоти з основою $\text{Mg}(\text{OH})_2$ видно, що дві складні речовини — основа та кислота — обмінюються

своїми складовими: атоми металічного елемента Магнію замінюються на атоми Гідрогену, гідроксильні групи — на кислотні залишки.

У реакції хлоридної кислоти із сіллю атоми металічного елемента Аргентуму обмінюються на атоми Гідрогену в молекулі кислоти.

Реакції між двома складними речовинами, під час перебігу яких ці речовини обмінюються між собою своїми складовими, унаслідок чого утворюються дві нові складні речовини (хоча б одна з яких — вода, газувата речовина або осад), називають *реакціями обміну*.

У загальному вигляді рівняння реакції обміну можна записати в такий спосіб:



Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Визначте масу Карбону в кальцій карбонаті, якщо внаслідок його взаємодії з нітратною кислотою утворився газуватий оксид масою 8,8 г.

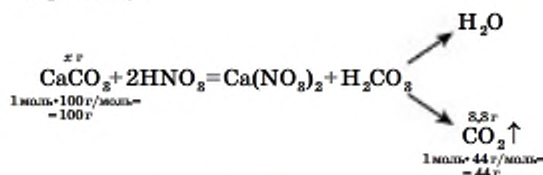
Дано:

$$m(\text{окси́ду}) = 8,8 \text{ г}$$

$$m(\text{C}) = ?$$

Розв'язання

Складемо рівняння реакції й визначимо масу кальцій карбонату:



$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 8,8 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 20 \text{ г.}$$

Визначимо масу Карбону у 20 г CaCO_3 за пропорцією:

$$\text{у } 100 \text{ г } \text{CaCO}_3 \text{ міститься } 12 \text{ г C}$$

(згідно з його молярною масою),

$$\text{а у } 20 \text{ г } \text{CaCO}_3 \text{ — } y \text{ г C.}$$

Звідси

$$y = m(\text{C}) = \frac{20 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 2,4 \text{ г.}$$

Відповідь: 2,4 г Карбону.

Приклад 2. На суміш магній сульфату з магній оксидом маюю 43 г поділяли хлоридною кислотою. Унаслідок реакції отримали газувату речовину складу SO_2 об'ємом 8,96 л (н. у.). Якими були маси солі й оксиду в суміші?

Дано:

$$m(\text{солі} + \text{оксиду}) = 43 \text{ г}$$

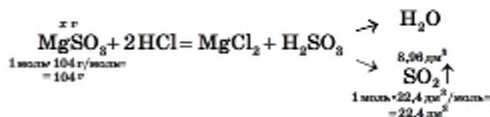
$$V(\text{SO}_2) = 8,96 \text{ л}$$

$$m(\text{солі}) = ?$$

$$m(\text{оксиду}) = ?$$

Розв'язання

Складемо рівняння реакції за умови, що внаслідок її перебігу виділяється газуватий SO_2 :



$$x = m(\text{MgSO}_4) = \frac{104 \text{ г} \cdot 8,96 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 41,6 \text{ г};$$

$$m(\text{MgO}) = m(\text{суміші}) - m(\text{MgSO}_4) = 43 \text{ г} - 41,6 \text{ г} = 1,4 \text{ г}.$$

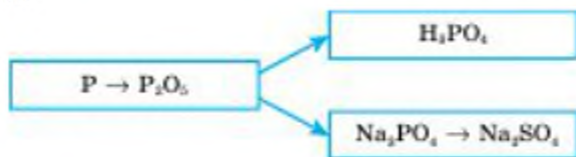
Відповідь: $m(\text{солі}) = 41,6 \text{ г};$

$m(\text{оксиду}) = 1,4 \text{ г}.$

Запитання та завдання



- У чому полягають особливості взаємодії кислот із солями: а) безоксигенових кислот; б) оксигеновмісних кислот? Наведіть приклади.
- Дайте визначення реакцій обміну. Наведіть приклади.
- У якому випадку внаслідок реакції обміну між кислотою та сіллю з двох реагентів утворюються три інші складні речовини? Наведіть приклади.
- Якими рівняннями реакцій можна передати такі перетворення:



- Якими рівняннями можна подати перебіг реакцій обміну:
 - між ортофосфатною кислотою й аргентум(I) нітратом AgNO_3 ;
 - між сульфатною кислотою й барій хлоридом BaCl_2 ;
 - між нітратною кислотою й калій карбонатом K_2CO_3 ;
 - між хлоридною кислотою й натрій сульфідом Na_2S ?

6. Дано такі речовини: кальцій гідроксид, хлоридна кислота, сульфур(VI) оксид, кальцій оксид. Які з них реагуватимуть між собою? Складіть рівняння відповідних реакцій.
- *7. Обчисліть, скільки моль сульфатної кислоти потрібно взяти для нейтралізації розчину, що містить 28 г калій гідроксиду.
8. На суміш кальцій оксиду з кальцій карбонатом масою 3 г подіяли хлоридною кислотою. Унаслідок цього виділився газ об'ємом 0,56 л (н. у.). Якою була маса солі в суміші?
9. Яка маса сульфатної кислоти вступила в реакцію з барій хлоридом, якщо внаслідок її перебігу виділився осад кількістю речовини 0,0601 моль?
10. Визначте масу Нітрогену в аргентум нітраті, якщо внаслідок його взаємодії з хлоридною кислотою утворився осад масою 28,7 г.

§ 46. Взаємодія кислот з металами

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чи відрізняються за своєю хімічною активністю метали;
- яким чином це можна довести;
- які продукти утворюються внаслідок взаємодії металів із деякими розведеними кислотами.

Розведені кислоти (за винятком HNO_3^*) взаємодіють із металами з утворенням розчинних солей і виділенням водню.

Розглянемо детальніше ці реакції.

Демонстраційний дослід

У вісім пробірок помістимо невеличкі шматочки (одна-дві стружки або гранули) металів: магнію, цинку, заліза та міді, по шматочку кожного металу в перші чотири, а потім — в інші чотири пробірки.

До металів у перших чотирьох пробірках додамо хлоридну кислоту, до металів в інших чотирьох пробірках — розведену сульфатну кислоту. Що спостерігаємо?

У шести пробірках відбуваються хімічні реакції: на поверхні металів утворюються бульбашки газу, які підіймаються

* Про дію нітратної й концентрованої сульфатної кислот на метали ви дізнаєтеся в процесі подальшого вивчення властивостей цих кислот.

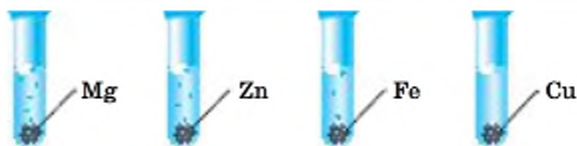
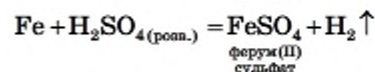
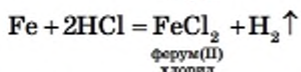
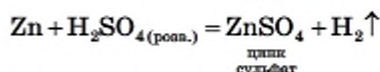
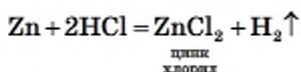
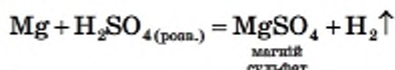
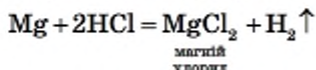


Рис. 49. Взаємодія металів з кислотами

(рис. 49). Це виділяється водень H_2 , при цьому, незважаючи на різний склад кислотних залишків, у реакціях обох кислот із магнієм водень виділяється дуже енергійно, у реакціях із цинком — дещо повільніше, із залізом — ще повільніше:



З розчинами хлоридної та сульфатної кислот енергійніше за інші метали реагує магній, а найповільніше — залізо.

У пробірках із міддю ніяких помітних змін не відбувається: мідь не реагує ані з розведеною сульфатною, ані з хлоридною кислотою.

Отже, із результатів досліду випливає, що деякі метали витискують із кислот газуватий водень H_2 , при цьому утворюється сіль. Щоб довести утворення солі, слід підігріти на плоскому склі краплю отриманого в ході реакції розчину. Вода випаровується, на склі залишаються кристалики солі.

У чому ж полягає така хімічна поведінка металів відносно до кислот? Відповідь на це запитання ви дізнаєтесь, коли ознайомитеся з витискувальним рядом металів (див. § 47). А зараз можна стверджувати лише те, що метали під час взаємодії з кислотами, зокрема з HCl і розведеною H_2SO_4 , виявляють різну активність, відповідно до зменшення якої їх можна розташувати в такий ряд:



Запитання та завдання

- Що означає твердження: магній енергійніше взаємодіє з кислотами порівняно із цинком?
- Які два продукти реакції утворюються внаслідок взаємодії металів із розведеними кислотами?
- Як довести, що в результаті розчинення металу в кислоті утворюється сіль?



4. Унаслідок внесення цинку в розчин хлоридної кислоти отримали 5,6 л (н.у.) газуватої речовини. Яку масу (у грамах) металу витратили?
5. Яка маса солі утвориться в результаті взаємодії алюмінію масою 40,5 г з розведеною сульфатною кислотою?
6. Скільки атомів Цинку вступило в реакцію з розведеною сульфатною кислотою, якщо утворилося 33,6 л водню (н.у.)?
- *7. Зразок, який містить $2,408 \cdot 10^{24}$ атомів металу, обробили розведеною сульфатною кислотою. Яка кількість речовини водню виділилася? Яка його маса (у грамах)?
- *8. У реакції алюмінію з хлоридною кислотою утворилося 53,4 г алюміній хлориду. Визначте масу (у грамах) і кількість речовини алюмінію, що вступила в реакцію.

§ 47. Витискувальний ряд металів.

Заходи безпеки під час роботи з кислотами

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- що таке витискувальний ряд металів;
- які метали спроможні, а які не спроможні витискувати водень із кислот;
- яких заходів безпеки потрібно дотримуватися під час роботи з кислотами.

Спостереження за реакціями взаємодії металів із кислотами доводять, що їх перебіг залежить від реакційної спроможності металів. Ця властивість визначає місце їх розташування у *витискувальному ряду металів*¹: чим далі в послідовності розміщено метал, тим менша його хімічна активність.

У скороченому варіанті витискувальний ряд металів можна подати в такий спосіб:

Витискують водень H_2 з кислот			Не витискують водень H_2 з кислот	
Li, K, Na	Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	H_2	Cu, Ag, Hg	Pt, Au
Дуже хімічно активні	Помірно хімічно активні		Мало хімічно активні	Пасивні

¹ Витискувальний ряд, або ряд активності, ще називають *рядом стандартних електродних потенціалів металів*.

Як бачимо, на початку ряду активності розташовані дуже хімічно активні метали (Li, K, Na), а закінчується ряд благородними, тобто хімічно пасивними (неактивними) металами (Pt, Au). Кожний наступний метал є менш активним за попередній і тому менш енергійно витискує водень із розчинів кислот.

Результати проведеного дослідю (див. § 46) відповідають розташуванню магнію, цинку, заліза та міді у витискувальному ряду металів: магній, що найенергійніше реагує з кислотами, стоїть попереду багатьох інших металів, а мідь, яка не витискує водень із кислот, у витискувальному ряду розташована серед мало хімічно активних металів (справа від водню).

Взаємодія кислот з металами характерна лише для розчинних у воді кислот. Кислоти, що не розчиняються у воді, наприклад метасилікатна H_2SiO_3 , з металами не реагують. Нерозчинні кислоти не змінюють і забарвлення індикаторів — лакмусу й метилового оранжевого.

Заходи безпеки під час роботи з кислотами. Працюючи з кислотами, у першу чергу із сульфатною H_2SO_4 і нітратною HNO_3 , необхідно дотримуватися певних заходів безпеки.

Під час розведення концентрованої сульфатної кислоти слід підливати тонким струмочком кислоти в холодну воду, постійно перемішуючи розчин.

Робота з нітратною кислотою теж потребує особливої уваги. Отже, роботи з кислотами H_2SO_4 і HNO_3 (усіх концентрацій) необхідно проводити тільки у витяжній шафі й обов'язково користуватися при цьому захисними окулярами та гумовими рукавичками.

Якщо кислота потрапила на шкіру чи одяг, слід за допомогою вчителя або лаборанта негайно промити це місце сильним струменем води (упродовж 2–3 хв), потім обробити розчином питної соди NaHCO_3 з масовою часткою 2–3 % або розчином амоніаку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}^*$ з масовою часткою 3 %. Після цього необхідно накладати пов'язку з марлі та звернутися до лікаря.

ПАМ'ЯТАЙТЕ! З кислотами необхідно поводитися вкрай обережно!

Лабораторний дослід 9

Взаємодія хлоридної кислоти з металами

З розчинами кислот слід поводитись обережно!

У пробірки покладіть видані вам шматочки металів (цинк, залізо, олово, алюміній, мідь) і прилийте до них приблизно

* Унаслідок розчинення амоніаку у воді утворюється його гідрат складу $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, який має слаболужне середовище. У разі запису рівнянь реакцій гідрату амоніаку, наприклад із розчином кислоти, позначення H_2O часто опускають.

по 1 см³ розчину хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? У яких пробірках відбувається виділення газу? Що це за газ? Чи всі метали витискують водень із кислоти? Складіть рівняння реакцій, що відбулися. Поясніть ваші спостереження, спираючись на положення металів у ряду активності.

Для допитливих



Кислоти широко розповсюджені в природі. Зі свого життєвого досвіду ви знаєте, що багатьом харчовим продуктам притаманний кислий смак. Лимони кислі через те, що їхні плоди містять лимонну кислоту, яблука — яблучну, листя щавлю — щавлеву, а кисле молоко і квашена капуста — молочну кислоту (рис. 50). Вона міститься також у бджолиній отруті та жалких волосках кропиви.



Рис. 50. Кислоти в природі: щавлева — у щавлі (а), мурашина — у кропиви (б), лимонна — у лимоні (в), яблучна — в яблуці (г), молочна — у кислому молоці (г), мурахи виробляють для захисту від ворогів мурашину кислоту (д)

Найуживаніша в нашому побуті кислота — оцтова CH_3COOH . Вона була відома людині ще з давнини. Оцтова кислота утворюється в процесі прокисання виноградного соку або вина. У прадавні часи люди помітили, що прокисле вино розчиняє речовини, нерозчинні у воді. Римський письменник і вчений Пліній (23–79 н. е.) розповідав, що єгипетська цариця Клеопатра розчиняла в прокислому вині перлини.



Микола Миколайович Бекетов
(1827–1911)

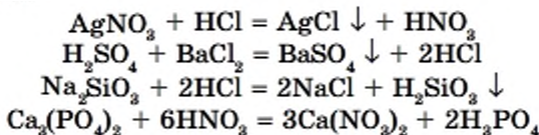
У 1855–1887 рр. професор Харківського університету, основоположник нової галузі науки — фізичної хімії. У 1863 р. склав витискувальний ряд металів.

Приклади розв'язування задач



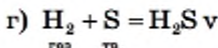
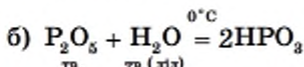
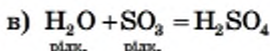
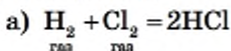
Приклад 1. За допомогою яких реакцій обміну можна одержати нітратну, хлоридну, силікатну й ортофосфатну кислоти?

Розв'язання



Приклад 2. Як добути кислоти: а) із двох газуватих речовин із подальшим розчиненням у воді; б) із двох твердих речовин; в) із двох рідких речовин; г) із твердої і газуватої речовини з подальшим розчиненням у воді?

Розв'язання



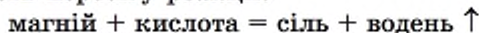
Запитання та завдання



- Де в ряду активності розташовані дуже хімічно активні метали: а) на початку ряду; б) у середині ряду; в) у кінці ряду?
- Для яких кислот: а) розчинних у воді; б) нерозчинних у воді характерна взаємодія з металами?
- Де у витискувальному ряду розташовані благородні метали Ag, Pt, Au: а) до водню; б) після водню?
- Яких заходів безпеки необхідно дотримуватися під час роботи з розчинами кислот?
- Якими є рівняння реакцій взаємодії: а) магнію з хлоридною кислотою; б) алюмінію з розведеною сульфатною кислотою? Скільки молекул водню H_2 утвориться, якщо в кожній із цих реакцій прореагувало 14,6 г кислоти?
- Хлоридна кислота реагує з металами:
а) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \dots$ б) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
в) $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow \dots$ г) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
Складіть рівняння можливих реакцій.
- Здійсніть такі перетворення:
 $\text{C} \longrightarrow \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$.
Складіть рівняння реакцій.
- Зразок алюмінію обробили хлоридною кислотою, число молекул якої $5,418 \cdot 10^{23}$. Обчисліть: а) кількість

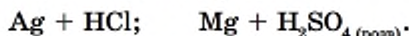
речовини алюмінію, який розчинився; б) об'єм (н. у.) водню, який виділився.

9. З ряду металів Pt, Cr, Fe, Mg, Hg, Cd, Al, Zn, Cu, Mn, Ni, Ag виберіть ті, що витискують водень із хлоридної та розведеної сульфатної кислот.
10. Швидкість перебігу реакції:



зросте, якщо використати: а) дуже розведену хлоридну кислоту; б) концентровану хлоридну кислоту; в) холодний розчин кислоти; г) підігрітий розчин кислоти.

11. Укажіть, які з наведених попарно взятих речовин будуть взаємодіяти за звичайних умов:



Складіть рівняння можливих реакцій.

- *12. Визначте, який об'єм водню (н. у.) можна одержати внаслідок дії розведеної сульфатної кислоти на шматочок сплаву цинку з міддю масою 10 г, якщо маса цинку в ньому складає 6,5 г.

Експериментуємо вдома

Уперше індикатори виявив англійський хімік Р. Бойль (1663). Випадково він кашнув сульфатною кислотою на пелюстку фіалки та побачив, що колір пелюстки змінився. Так учений установив, що кислоти змінюють колір забарвлених рослинних соків.



Дослідіть дію розчину різних речовин на забарвлені соки, наприклад на сік столових буряків. Візьміть коренеплід, натріть на дрібній терці й вичавіть через марлю сік. Можна скористатися для цього сокодавильницею. Розподіліть вичавлений сік по чотирьох склянках. Прилийте в одну склянку трохи столового оцту, у другу вичавте кілька крапель лимонного соку з лимона. До вмісту третьої склянки додайте трішки розчину питної соди NaHCO_3 , а в четверту прилийте трохи мильного розчину (наприклад, розведеного засобу для миття посуду). Що спостерігаєте? Запишіть спостереження й висновки в зошит.

§ 48. Загальні способи добування кислот.

Використання кислот

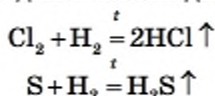
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як добувають оксигеновмісні і безоксигенові кислоти;
- у яких випадках спосіб одержання оксигеновмісних кислот називають прямим, а у яких — непрямим.

Вибраний спосіб добування кислот залежить від того, яку кислоту — безоксигенову чи оксигеновмісну — потрібно одержати.

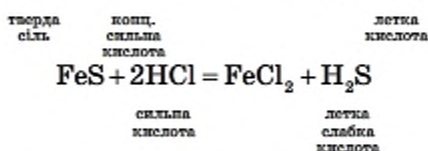
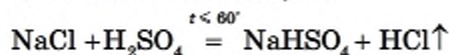
У промисловості та лабораторній практиці *безоксигенові кислоти одержують*, як правило, двома методами:

а) у процесі безпосередньої взаємодії неметалу з воднем:

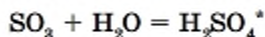


з подальшим розчиненням продукту реакції у воді;

б) під дією сильних або нелетких кислот на солі, утворені тими кислотами, які необхідно добути:



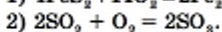
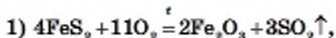
Оксигеновмісні кислоти одержують прямим шляхом, тобто взаємодією відповідного оксиду з водою:



Демонстраційний дослід

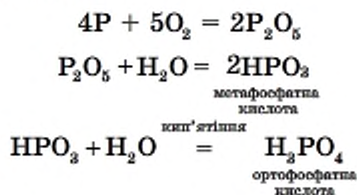
Помістимо червоний фосфор у металічну ложечку та спалимо його над хімічним стаканом з водою, у яку заздалегідь додали кілька крапель фіолетового лакмусу. Утворений у вигляді білого диму фосфор(V) оксид P_2O_5 поступово розчиняється у воді та реагує з нею. Це підтверджує зміна

* Промислові способи одержання оксигеновмісних кислот, зокрема сульфатної, нітратної, ортофосфатної, щонайменше складаються з трьох стадій. Тут наведено лише останню стадію утворення сульфатної кислоти. Дві ж попередні стадії можна подати рівняннями таких реакцій:

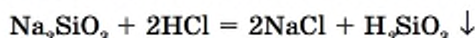


Докладніше з ними ви ознайомитеся в курсі хімії 10 класу.

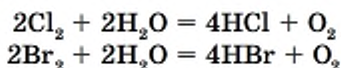
фіолетового забарвлення рідини на червоне, яке притаманне кислому середовищу. Ланцюжок реакцій утворення ортофосфатної кислоти такий:



Непрямим способом кислоти одержують у реакції обміну між сіллю слабкої кислоти й сильною кислотою:



А чи можна добути кислоти, наприклад, взаємодією будь-якого активного неметалу з водою? Дійсно, у разі взаємодії, наприклад, хлору чи бромю з водою на світлі або під час кип'ятіння впродовж певного часу утворюються кислоти — відповідно хлоридна або бромідна та газувата речовина, але вже не водень, а кисень:



Використання кислот. Більшість кислот, а саме сульфатну H_2SO_4 , нітратну HNO_3 , хлоридну HCl , ортофосфатну H_3PO_4 , широко використовують у промисловості. Усі вони виготовляються на хімічних підприємствах.

Найбільше застосовують *сульфатну кислоту* H_2SO_4 . Її ще називають основою хімічної промисловості. Передусім це стосується виробництва мінеральних добрив. Сульфатна кислота необхідна також для виробництва інших мінеральних кислот, багатьох солей, барвників, вибухових речовин, очищення нафтопродуктів, добування таких металів, як Ni, Cu, Zr, U.

Нітратну кислоту HNO_3 використовують для виробництва азотних добрив, деяких кислот (H_2SO_4 , H_3PO_4), барвників, вибухових речовин, медикаментів, для травлення й розчинення металів у металургії.

Хлоридну кислоту HCl застосовують у виробництві солей, для оброблення деяких природних мінералів, травлення металів.

Ортофосфатну кислоту H_3PO_4 використовують для виробництва мінеральних добрив, солей, як компонент покриттів, що наносять на поверхню металів для захисту їх від корозії. Очищену (харчову) H_3PO_4 застосовують для надання кислого смаку безалкогольним напоям, для освітлення цукру.



1. Які способи одержання безоксигенових кислот використовують у промисловості та лабораторній практиці? Наведіть приклади.
2. Який спосіб одержання оксигеновмісних кислот є: а) прямим; б) непрямим? Наведіть приклади.
3. Чи можна безоксигенові кислоти одержати безпосередньою взаємодією неметалів з водою? Наведіть приклади.
4. Складіть рівняння реакцій між водою й оксидами, які відповідають кислотам: а) HClO_4 ; б) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Обчисліть число структурних одиниць обох кислот, якщо в кожному з реакцій вступило по $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул води.
- *5. Визначте значення молярної маси (г/моль) кислоти:
 - а) складу H_2E , якщо в разі її утворення 0,25 г водню сполучаються з 4 г елемента E;
 - б) складу HEO_3 , у разі утворення якої вода взаємодіє з оксидом E_2O_5 з масовою часткою елемента E 43,66 %;
 - в) складу H_2EO_3 , одержаної взаємодією солі K_2EO_3 з масовою часткою елемента E 18,18 % і хлоридної кислоти. У всіх випадках складіть рівняння відповідних реакцій.
6. Складіть формули хлоридної, ортофосфатної, нітратної, карбонатної, метасилікатної та сульфідної кислот. Випишіть окремо рівняння реакцій, якщо це можливо, одержання цих кислот як прямим, так і непрямим способом.
7. Визначте масу ортофосфатної кислоти, яка утворилася внаслідок взаємодії фосфор(V) оксиду з водою числом молекул $3,612 \cdot 10^{23}$.
- *8. Визначте масу й число молекул нітратної кислоти, отриманої прямим і непрямим способами:
 - а) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$;
 - б) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$,
 якщо у випадку а) прореагувало 0,1 моль води, а у випадку б) 0,1 моль хлоридної кислоти.

§ 49. Основи: їхній склад, номенклатура, класифікація

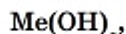
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- який склад мають основи;
- як утворюють їхні назви;
- за якими ознаками їх класифікують.

З основами ви вперше ознайомилися під час вивчення взаємодії води з оксидами активних металічних елементів і з'ясували, що до складу основ входить одновалентна група атомів OH — *гідроксильна група*, або *гідроксил*, наприклад NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Основи — це складні речовини, у яких йон металічного елемента сполучений з однією або кількома гідроксильними групами.

Склад основ можна визначити загальною формулою



де z — це валентність металічного елемента за умови, що група атомів OH завжди одновалентна.

Назви основ. Назви основ утворюють у такий спосіб: спочатку називають металічний елемент у називному відмінку, а потім слово «гідроксид»: KOH — калій гідроксид, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — барій гідроксид. Гідроксид — складне слово, воно складається з двох коренів: *гідро* («вода») + *оксид*.

Якщо металічний елемент утворює кілька гідроксидів із різною валентністю, то валентність вказують римською цифрою в круглих дужках після назви елемента. Наприклад, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ — нікель(II) гідроксид, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — хром(III) гідроксид. Іноді вживають і такі назви, як нікель гідроксид, хром тригідроксид.

Класифікація основ. Основи класифікують за двома ознаками.

1. За спроможністю розчинятися у воді основи поділяють на дві групи:

а) *розчинні у воді*, вони ще отримали назву «луги». Це основи, утворені активними металічними елементами: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Потрібно зауважити, що кальцій гідроксид належить до малорозчинних речовин, тобто таких, що розчиняються обмежено, — менше ніж 1 г у 100 г води.

Якщо до стакана води ви додасте декілька грамів кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$, то побачите на дні білий осад. Щоб перевірити, чи розчинився у воді $\text{Ca}(\text{OH})_2$, додамо в стакан індикатор — фенолфталеїн. Рідина набуває малинового забарвлення, а це свідчить про наявність у ній лугу. Отже, частина $\text{Ca}(\text{OH})_2$ розчинилася у воді;

б) *нерозчинні у воді*. Це сполуки, утворені помірно та малоактивними металічними елементами. Нерозчинних основ — більшість.

Демонстраційний дослід

Помістимо в стакан невеличку порцію манган(II) гідроксиду, додамо води й розмішаємо скляною паличкою. Очевидних ознак розчинення ми не спостерігаємо: осад не зникає після осідання на дно посуду, а отже, і не надає розчину рожевого відтінку, характерного для $Mn(OH)_2$. Додамо в стакан розчин лакмусу: фіолетове забарвлення не змінюється. Отже, манган(II) гідроксид у воді не розчиняється.

Для того щоб з'ясувати, які основи розчинні у воді, а які — ні, без проведення дослідів, потрібно користуватися таблицею розчинності кислот, основ і солей у воді (див. форзац).

2. *За числом гідроксильних груп*, що входять до складу основ, їх поділяють на такі:

а) *однокислотні* — основи, у складі яких міститься тільки одна гідроксильна група ($NaOH$, KOH тощо);

б) *двокислотні* — основи, до складу яких входять дві гідроксильні групи ($Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ тощо);

в) *трикислотні* — основи, до складу яких входять три гідроксильні групи ($Al(OH)_3$ тощо).

Часто дво- та трикислотні основи відносять до багатокислотних основ.

Класифікацію основ наведено у схемах 9, 10.

Схема 9

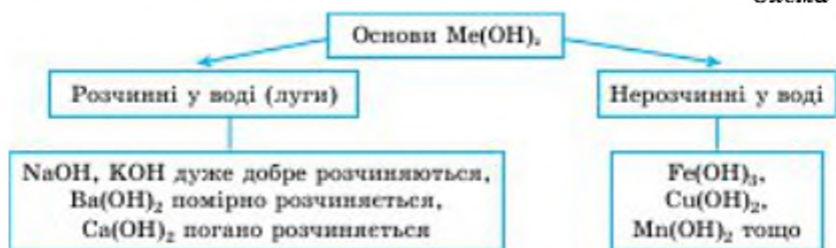


Схема 10



Приклад розв'язування задач



Взаємодією калію з водою одержали калій гідроксид кількістю речовини 0,25 моль. Які маси (у грамах) калію та води прореагували? Який об'єм (н. у.) водню виділився?

Дано:

$$n(\text{KOH}) = 0,25 \text{ моль}$$

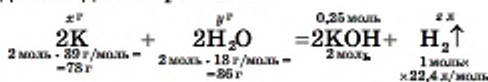
$$m(\text{K}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції та визначимося щодо невідомих речовин:



$$x = m(\text{K}) = \frac{78 \text{ г} \cdot 0,25 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 9,75 \text{ г};$$

$$y = m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36 \text{ г} \cdot 0,25 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 4,5 \text{ г};$$

$$z = V(\text{H}_2) = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 0,25 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 2,8 \text{ л}.$$

Відповідь: $m(\text{K}) = 9,75 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 4,5 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2) = 2,8 \text{ л}$.

Запитання та завдання



1. Які речовини називають основами?
2. Якою загальною формулою позначають склад основ?
3. Як утворюють назви основ?
4. За якими ознаками класифікують основи?
5. Яка загальна назва основ, розчинних у воді?
6. Як класифікують основи за числом гідроксильних груп?
7. Які речовини утворюють клас основ? Які особливості складу мають основи? Наведіть приклади основ.
8. З поданого переліку основ NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ випишіть окремо:
 - а) основи, які розчиняються у воді;
 - в) однокислотні;
 - б) нерозчинні у воді основи;
 - г) багатокислотні.
9. Яка масова частка Феруму у ферум(II) гідроксиді?
10. Скільки лугів у наведеному переліку речовин NaOH , LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$?
11. У результаті взаємодії натрію з водою утворилося 12 г натрій гідроксиду. Які маси (у грамах) натрію та води було при цьому витрачено?
- *12. У двох пробірках без позначень містяться розчини калій гідроксиду й сульфатної кислоти. Запропонуйте способи їхнього виявлення.

§ 50. Фізичні властивості основ.

Заходи безпеки під час роботи з лугами

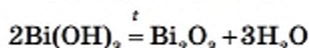
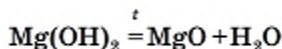
У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які основи спроможні розчинятися у воді;
- які основи спроможні розкладатися під час нагрівання;
- яких заходів безпеки необхідно дотримуватися під час роботи з лугами.

Фізичні властивості основ. Усі основи є твердими речовинами, але у воді розчиняються тільки гідроксиди, утворені атомами металічних елементів, що у витискувальному ряду металів стоять до магнію. Часто гідроксиди LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ і $\text{Ba}(\text{OH})_2$ відносять до помірно розчинних гідроксидів. Розчинення гідроксидів у воді супроводжується виділенням значної кількості теплоти.

Розчини лугів милкі на дотик, роз'їдають шкіру й тканини, тому їх ще називають їдкими: їдкий барит $\text{Ba}(\text{OH})_2$, їдке калі KOH , їдкий натр NaOH .

Практично всі важкорозчинні основи термічно нестійкі, тому розкладаються в результаті нагрівання на відповідний оксид і воду:



Основи, характерні для Аргентуму(I) та Меркурію(II), — AgOH і $\text{Hg}(\text{OH})_2$, розкладаються вже в момент їхнього утворення.

Заходи безпеки під час роботи з лугами. Під час роботи з розчинами лугів необхідно бути максимально обережними й не допускати потрапляння розчину лугу на шкіру й особливо в очі, оскільки зір у такому випадку практично не відновлюється. Тому, працюючи з розчинами лугів (перш за все концентрованими), так само як і під час роботи з розчинами кислот (H_2SO_4 , HNO_3), необхідно обов'язково користуватися *захисними окулярами та гумовими рукавичками*.

Але якщо таке вже трапилось, то вражене місце на шкірі або одязі слід негайно промити великою кількістю води (до тих пір, поки шкіра (одяг) уже не здаватиметься слизькою), потім — 1–2 %-вим розчином ортоборатної H_3BO_3 або ацетатної CH_3COOH кислоти, після чого накласти пов'язку із марлі, змоченої 1–2 %-вим розчином KMnO_4 (марганцівки), і негайно звернутися до лікаря.

Запитання та завдання



1. За звичайних умов основи є речовинами твердими, рідкими чи газуватими?
2. Наведіть приклади основ: а) розчинних у воді; б) малорозчинних; в) нерозчинних у воді.
3. Яке фізичне явище спостерігається під час розчинення основ у воді: а) поглинання теплоти; б) виділення теплоти; в) температура розчину не змінюється?
4. Яких заходів безпеки слід уживати під час роботи з лугами?
5. Із переліку формул KCl , P_2O_5 , ZnS , MgO , Li_2O , Na_2O , B_2O_3 , Al_2O_3 , $NaBr$ виберіть формули основних оксидів. Складіть рівняння можливих хімічних реакцій цих оксидів із водою.
6. За запропонованою схемою складіть відповідні рівняння реакцій:
а) $Mg(OH)_2 \rightarrow ? + ?$; б) $Ni(OH)_2 \rightarrow ? + ?$; в) $Bi(OH)_3 \rightarrow ? + ?$
7. Назвіть речовини, склад яких передають такими формулами: CuO , $Ba(OH)_2$, Bi_2O_3 , $Mg(OH)_2$, HgO , $LiOH$, H_2SO_4 , $Cr(OH)_2$. Які з них є основами? Які важкорозчинні у воді?

§ 51. Хімічні властивості основ:

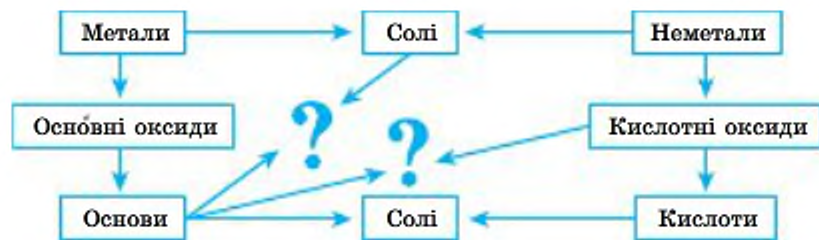
взаємодія з кислотними оксидами

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які спільні властивості мають луги й нерозчинні у воді основи;
- якими властивостями відрізняються нерозчинні основи від лугів.

На прикладі дослідження властивостей оксидів і кислот ви вже усвідомили деякі хімічні властивості, характерні для лугів (схема 11).

Схема 11



Узагальнимо та поглибимо набуті знання.

Дія лугів на індикатори. Розчини лугів змінюють колір кислотно-основних індикаторів: лакмус із темно-фіолетового стає синім, фенолфталеїн із безбарвного — малиновим, а метиловий оранжевий — жовтим. Зміна кольору цих індикаторів дає можливість відрізнити розчинні у воді основи від речовин інших класів неорганічних сполук (табл. 16).

Таблиця 16

Забарвлення індикаторів у розчинах

Назва індикатора	Забарвлення індикатора в розчинах		
	нейтральних	кислих	лужних
Лакмус	Фіолетове	Червоне	Синє
Метиловий оранжевий	Помаранчеве	Червоне	Жовте
Фенолфталеїн	Безбарвне	Безбарвне	Малинове
Папірець індикаторний універсальний	Світло-зелене	Від малинового до жовтого залежно від концентрації кислоти	Від зеленого до темно-зеленого залежно від концентрації лугу

Лабораторний дослід 4

Дія водних розчинів лугів на індикатори

З розчинами лугів слід поводитись обережно!

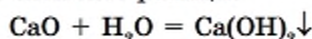
Налийте в три пробірки приблизно по 2 см³ розчину натрій гідроксиду. В одну з них додайте 2–3 краплі розчину нейтрального лакмусу, у другу — стільки ж розчину метилового оранжевого, у третю — розчину фенолфталеїну.

Що спостерігаєте? Якого кольору набувають індикатори?

Взаємодія основ з кислотними оксидами. За звичайних умов, тобто за температури 20 °С і тиску $p = 101\,325$ Па (одна атмосфера), з кислотними оксидами взаємодіють розчинні основи — луги.

Демонстраційний дослід

- У хімічний стакан з водою помістимо невеликий шматок свіжопрожареного кальцій оксиду (паленого, або негашеного вапна) і будемо перемішувати склянкою паличкою. При цьому виділяється досить значна кількість теплоти, що свідчить про перебіг хімічної реакції:



Дамо вмісту стакана відстоятися.



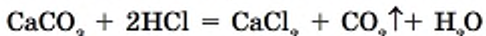
Рис. 51. Добування вуглекислого газу та пропускання його через розчин кальцій гідроксиду

Наявність кальцій гідроксиду в розчині перевіряємо, додаючи індикатор: фіолетове забарвлення лакмусу змінюється на синє.

Розчин кальцій гідроксиду (його ще називають вапняною водою) охолоджуємо до кімнатної температури для подальшого проведення досліду.

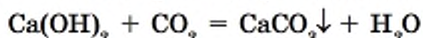
- Вуглекислий газ отримуємо в такий спосіб: у колбу (чи пробірку), закріплену в штативі (рис. 51), поміщаємо шматок крейди CaCO_3 . Приливаємо 2 см³ розчину хлоридної кислоти. Закриваємо колбу пробкою з уставленою в неї скляною трубкою, на вільний кінець якої насунуто гумову пробку із затискачем.

Спостерігаємо виділення газу, отже, відбувається реакція:

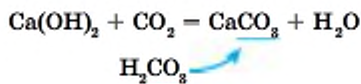


Кінець газовідвідної трубки занурюємо в посудину з кальцій гідроксидом й прибираємо затискач. Спостерігаємо помутніння розчину й змінення його забарвлення із синього на фіолетове.

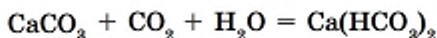
Відомо, що карбон(IV) оксиду відповідає карбонатна кислота H_2CO_3 , тому утворена сіль є кальцій карбонатом. Отже, запишемо перебіг хімічної реакції рівнянням:



Примітка. Оскільки у формулі кислотного оксиду не подано в явному вигляді кислотний залишок відповідної кислоти, пропонуємо для зручності складання формули солі записувати формулу кислоти під формулою оксиду:



- Якщо пропускати вуглекислий газ і далі, нерозчинна сіль перетвориться на кислотну розчинну за таким рівнянням:



Розчин набуде червоного забарвлення. Про кислі солі йдеться в § 57.

Приклад розв'язування задач



Яке число молекул води утвориться внаслідок взаємодії 6,72 л (н. у.) карбон(IV) оксиду з кальцій гідроксидом?

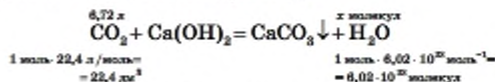
Дано:

$$V(\text{CO}_2) = 6,72 \text{ л}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції й визначимося щодо невідомого числа молекул води:



$$x = N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{6,72 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}}{22,4 \text{ л}} =$$

$$= 1,806 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь: $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O .

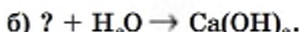
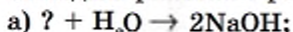
Запитання та завдання



- Дайте визначення поняття «основа». На які дві групи поділяють основи за їх розчинністю у воді? Як інакше називають основи, розчинні у воді?
- Складіть формули таких речовин: калій гідроксиду, магній гідроксиду, ферум(II) гідроксиду, манган(II) гідроксиду, бісмут(III) гідроксиду, барій гідроксиду. Формули лугів підкресліть.
- Складіть рівняння реакцій відповідно до схем:
 $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2;$
 $\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH}.$
- Виведіть формули оксидів металічних елементів із формул основ: а) луги — $\text{Ba}(\text{OH})_2$; NaOH ; KOH ; б) нерозчинні у воді — $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$.
- У який колір забарвлюється розчин лугу після додавання індикатора (позначити знаком «+»):

Індикатор	Колір розчину			
	червоний	жовтий	сипій	малиновий
Фенолфталеїн				
Лакмус				
Метилоранж				

- Складіть рівняння реакцій:



Визначте маси (у грамах) кожної з невідомих речовин, необхідних для одержання основ масою по 100 г кожної.

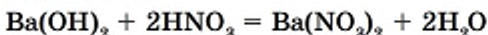
7. Якими рівняннями реакцій можна передати такі взаємодії?
 а) $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow ? + ?$; б) $\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow ? + ?$;
 в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow ? + ?$; г) $\text{LiOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow ? + ?$
8. Обчисліть число молекул води, що утворюється внаслідок взаємодії 13,44 л (н. у.) сульфур(IV) оксиду з калій гідроксидом.
- *9. Розчин лугу під дією повітря «псується». Що відбувається при цьому з лугом? Складіть рівняння реакції. Для збереження лугу склянку закривають пробкою, через яку проходить трубка, що містить кальцій оксид. Навіщо трубку заповнюють кальцій оксидом?

§ 52. Хімічні властивості основ: взаємодія з кислотами

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як можна одержати нерозчинні основи;
- чи взаємодіють нерозчинні у воді основи з кислотами.

Взаємодія основ із кислотами. Нагадуємо, що реакцію між основами й кислотами називають *реакцією нейтралізації*. Продуктами взаємодії основ, так само як і основних оксидів із кислотами, є *сіль і вода*:



Лабораторний дослід 5

Взаємодія розчинів лугів із кислотами

З розчинами кислот і лугів слід поводитись обережно!

• У фарфорову чашку налейте приблизно 5 см³ (чверть об'єму пробірки) розчину натрій гідроксиду. Додайте до розчину 1–2 краплі безбарвного розчину фенолфталеїну. Як змінився колір розчину? За допомогою піпетки додавайте хлоридну кислоту. Після кожного підливання перемішуйте розчин скляною паличкою. Спочатку підливайте розчин кислоти по 1–2 см³, а потім по краплях. Коли малинове забарвлення розчину зникне лише від однієї доданої краплі кислоти, додавання кислоти припиніть.

• Частину отриманого розчину (приблизно половину) злийте в пробірку, а решту випаруйте над газовим пальником до сухого стану. Під час випарювання розчин перемішуйте скляною паличкою.

Уважно роздивіться добуту сіль. Сіль якого складу ви отримали? Складіть рівняння реакції.

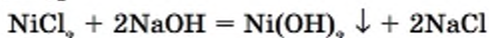


Взаємодія нерозчинних у воді основ із кислотами. Ці реакції доводиться проводити із ційно отриманими осадами нерозчинних основ. Як добути нерозчинні основи? Коли ви знайомилися з хімічними властивостями оксидів, то спостерігали утворення солей у реакціях, наприклад, основних оксидів із кислотами (див. § 44). Отже, вам відомо, що, крім основних оксидів і основ, атоми металічних елементів входять також до складу солей. Так, наприклад, елемент Нікель міститься в оксиді NiO , гідроксиді $\text{Ni}(\text{OH})_2$, солі NiCl_2 .

Але виникає питання: чи можна в солі замінити кислотні залишки на гідроксильні групи OH ? Для цього проведемо кілька дослідів (за схемою 12).

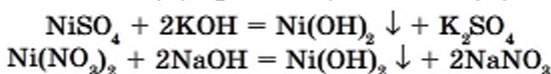
Демонстраційний дослід

Щоб добути нерозчинну основу, до розчину солі нікель(II) хлориду NiCl_2 додамо розчин лугу натрій гідроксиду NaOH . Спостерігаємо, як випадає світло-зелений осад нікель(II) гідроксиду $\text{Ni}(\text{OH})_2$:



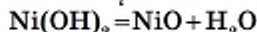
Це реакція обміну.

Для одержання нікель(II) гідроксиду можна взяти розчин будь-якої солі нікель(II) і розчин будь-якого лугу:

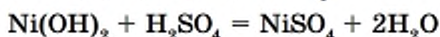


Розділимо одержаний осад на дві пробірки: за допомогою скляної палички частину осаду перенесемо в другу пробірку.

Осад в одній із пробірок підігріємо деякий час над спиртовим пальником і помітимо, що світло-зелений колір, характерний для $\text{Ni}(\text{OH})_2$, поступово змінюється на темно-зелений, а верхній край пробірки вкривається крапельками води. Це вказує на перебіг реакції термічного розкладу нерозчинної основи:



Далі до осаду в другій пробірці додамо розчин сульфатної кислоти. У результаті утворюється прозорий світло-жовтий розчин солі нікель(II) сульфату NiSO_4 :



Отже, ми з'ясували, що нерозчинні у воді основи розчиняються в розчинах сильних кислот з утворенням солі й води.

Лабораторний дослід 6

Взаємодія нерозчинних основ із кислотами

В одну з пробірок покладіть трохи магній гідроксиду, у другу — нікель(II) гідроксиду. Роздивіться їх. У першу пробірку додавайте невеликими порціями розчин сульфатної кислоти, у другу — хлоридної кислоти до повного розчинення обох гідроксидів.

Який колір мають одержані розчини? Налийте 2–3 краплі добутих розчинів на скляні пластинки й потримайте їх над полум'ям газового пальника до повного випаровування. Які речовини залишилися на пластинках? До якого класу неорганічних сполук їх можна віднести?

Складіть рівняння реакцій.

Приклад розв'язування задач



Який склад оксидів, що відповідають речовинам: LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HNO_3 , H_2SO_3 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, H_3BO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 ? Яка валентність кислотних залишків, якщо речовиною є кислота?

Розв'язання

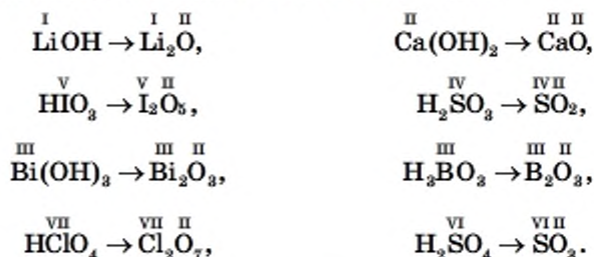
- Визначаємо валентність атомів металічних елементів, які утворили основи, за умови, що гідроксильна група OH одновалентна.

1. Записуємо формули основ і вказуємо валентність гідроксильної групи	$\overset{\text{I}}{\text{Li}}\text{OH}$	$\overset{\text{I}}{\text{Ca}}(\text{OH})_2$	$\overset{\text{I}}{\text{Bi}}(\text{OH})_3$
2. Перемножуємо число груп OH та їхню валентність (I) і ділимо сумарне значення валентностей на число атомів металічного елемента. Записуємо одержане значення валентності металічного елемента над його символом	$\overset{\text{I}}{\text{Li}}\text{OH}$	$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\text{OH})_2$	$\overset{\text{III}}{\text{Bi}}(\text{OH})_3$

2. Визначаємо валентність атомів елементів, які утворили кислоти, за умови, що валентність атомів Гідрогену дорівнює I, а атомів Оксигену — II.

1. Указуємо валентність атомів Гідрогену й Оксигену, а невідому валентність інших атомів позначаємо через x	$\overset{I}{H}\overset{x}{O}_2$	$\overset{I}{H}_2\overset{x}{S}O_3$	$\overset{I}{H}_3\overset{x}{B}O_3$	$\overset{I}{H}\overset{x}{Cl}O_4$	$\overset{I}{H}_2\overset{x}{S}O_4$
2. Перемножуємо число атомів Гідрогену й Оксигену та їхні валентності й складаємо відповідні рівняння	$1+x=6$ $\overset{I}{H}\overset{x}{O}_2$	$2+x=6$ $\overset{I}{H}_2\overset{x}{S}O_3$	$3+x=6$ $\overset{I}{H}_3\overset{x}{B}O_3$	$1+x=8$ $\overset{I}{H}\overset{x}{Cl}O_4$	$2+x=8$ $\overset{I}{H}_2\overset{x}{S}O_4$
3. Обчислюємо значення x , тобто шукану валентність елемента, і записуємо значення валентності над символом елемента	$\overset{I}{H}\overset{IV}{O}_2$	$\overset{I}{H}_2\overset{IV}{S}O_3$	$\overset{I}{H}_3\overset{III}{B}O_3$	$\overset{I}{H}\overset{VII}{Cl}O_4$	$\overset{I}{H}_2\overset{VI}{S}O_4$
4. Записуємо значення валентності, яке відповідає числу атомів Гідрогену в кислоті, над кислотним залишком	$\overset{I}{H}\overset{II}{O}_2$	$\overset{II}{H}_2\overset{II}{S}O_3$	$\overset{III}{H}_3\overset{II}{B}O_3$	$\overset{I}{H}\overset{II}{Cl}O_4$	$\overset{II}{H}_2\overset{II}{S}O_4$

3. Пригадуємо, що оксид — це сполука елемента з Оксигеном, у якій валентність елемента та сама, що й у відповідних основах або кислотах. Тоді на підставі загальної формули оксидів можна скласти такі схеми:



Відповідь: Li_2O , CaO , I_2O_6 , SO_2 , Bi_2O_3 , B_2O_3 , Cl_2O_7 , SO_3 .

Запитання та завдання

1. Яким має бути забарвлення індикаторів: а) лакмусу; б) фенолфталеїну; в) метилоранжу в момент закінчення реакції нейтралізації лугу кислотою?



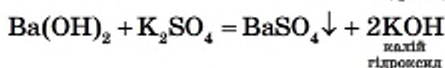
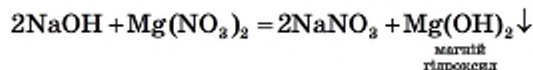
- °2. Чи однакові продукти реакції (за їхньою класифікацією як неорганічних сполук) утворюються внаслідок взаємодії з кислотою: а) розчинної у воді основи; б) нерозчинної у воді основи? Наведіть приклади.
3. До якого типу реакцій відносять реакції добування нерозчинної основи з розчинної солі відповідного металічного елемента?
- °4. Яка сполука обов'язково утворюється внаслідок перебігу будь-яких реакцій нейтралізації?
5. У якому ряду розташовані речовини, кожна з яких неспроможна взаємодіяти з натрій гідроксидом: а) SO_3 , SO_2 , CO_2 ; б) BaO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$; в) FeSO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, MnCl_2 ?
6. Калій гідроксид взаємодіє з:
а) BaO ; б) HCl ; в) CaCO_3 ; г) NaNO_3 .
7. Натрій гідроксид взаємодіє з кожною з речовин у парі:
а) барій оксид і калій гідроксид; б) карбон(IV) оксид і нітратна кислота; в) магній оксид і купрум(II) сульфат; г) барій сульфат і кальцій карбонат.
- *8. Скільки з перелічених сполук H_2O , SO_3 , K_2O , HNO_3 , NaOH , P_2O_5 , NaCl , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ спроможні взаємодіяти з твердим калій гідроксидом?
а) 7; б) 6; в) 5; г) 4.

§ 53. Хімічні властивості основ: взаємодія із солями та розкладання внаслідок нагрівання

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- чому основи взаємодіють тільки з деякими солями;
- чи всі основи спроможні розкладатися під час нагрівання.

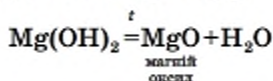
Взаємодія основ із солями. Реакція відбувається, як правило, за участі розчинних у воді основ і солей. Продуктами реакції є *нова основа* й *нова сіль*. У такому випадку принаймні один із продуктів реакції має бути нерозчинним у воді:



Щоб не припуститися помилок у доборі прикладів для ілюстрації цієї властивості, слід довідатися про розчинність солі в таблиці розчинності кислот, основ і солей у воді (див. форзац).

Нагадаємо, що такі реакції відносять до реакцій обміну.

Особливості розкладання нерозчинних основ у результаті нагрівання. Нерозчинні у воді основи розкладаються під час нагрівання на відповідний оксид і воду:



Температури розкладання (термічне розкладання) різних основ дуже відрізняються між собою. Так, Ni(OH)_2 розкладається вже за температури 300°C , а Mg(OH)_2 — за температури 480°C .

Те саме стосується й лугів. Наприклад, Ca(OH)_2 розкладається вже за температури 500°C , а NaOH і KOH розкладаються тільки під дією електричного струму.

Лабораторний дослід 7

Термічне розкладання нерозчинних основ

• У суху пробірку покладіть трохи купрум(II) гідроксиду, зверніть увагу на його колір.

Закріпіть пробірку з купрум(II) гідроксидом у лапці штатива так, як показано на рис. 52. Обережно нагрівайте над полум'ям пальника спочатку всю пробірку, а потім ту її частину, де міститься купрум(II) гідроксид. Що відбувається?

Коли повністю зміниться колір узятій речовини, нагрівання припиніть. Що сталося з купрум(II) гідроксидом?

• Після охолодження пробірки вийміть її зі штативу й обережно додайте кілька крапель сульфатної кислоти з масовою часткою $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40\text{--}45\%$. Спостерігайте за зміною забарвлення й агрегатного стану сполуки в пробірці. Чому змінився її колір та агрегатний стан? Формули яких речовин потрібно поставити в схемі реакції?

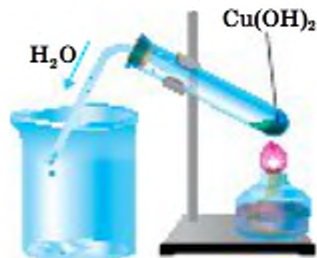
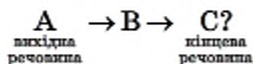


Рис. 52. Розкладання нерозчинного Cu(OH)_2 гідроксиду під час нагрівання



Скільки молекул нітратної кислоти та яка кількість речовини магній гідроксиду прореагували між собою, якщо внаслідок реакції одержали сіль масою 37 г?

Дано:

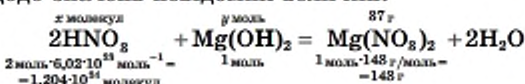
$$m(\text{солі}) = 37 \text{ г}$$

$$N(\text{HNO}_3) = ?$$

$$\nu(\text{Mg}(\text{OH})_2) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції та визначимося щодо значень невідомих величин:



$$x = N(\text{HNO}_3) = \frac{1,204 \cdot 10^{24} \text{ молекул} \cdot 37 \text{ г}}{148 \text{ г}} =$$

$$= 3,01 \cdot 10^{28} \text{ молекул};$$

$$x = \nu(\text{Mg}(\text{OH})_2) = \frac{1 \text{ моль} \cdot 37 \text{ г}}{148 \text{ г}} = 0,25 \text{ моль}.$$

Відповідь: $3,01 \cdot 10^{28}$ молекул HNO_3 ;
 $0,25$ моль $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Запитання та завдання



1. Однією з умов перебігу реакції між сіллю й основою є таке: а) сіль та основа мають бути розчинними у воді; б) або тільки сіль, або тільки основа має бути розчинною у воді; в) сіль та основа мають бути нерозчинними у воді.
2. Розчинні чи нерозчинні основи обов'язково мають розкладатися під час нагрівання?
3. У трьох пробірках містяться зразки твердих речовин: натрій гідроксиду, кальцій гідроксиду та магній гідроксиду. Як розпізнати ці речовини?
4. Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким схемам перетворень:
 - а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
 - б) $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
5. У трьох пробірках містяться розчини хлоридної кислоти, натрій гідроксиду й кальцій гідроксиду (вапняної води). Запропонуйте найкоротший спосіб їхнього визначення.
- *6. Скільки молекул H_2SO_4 і скільки молів натрій гідроксиду мають вступити в реакцію між собою, щоб утворилася сіль Na_2SO_4 масою 4,26 г?
- *7. Скільки структурних частинок кальцій оксиду й молекул води утворюється під час розкладання 107 г кальцій гідроксиду?

§ 54. Загальні способи добування основ.

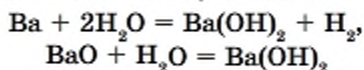
Використання основ

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як спосіб добування основи залежить від її спроможності розчинятися у воді;
- який спосіб одержання основ називають прямим, а який — непрямим;
- де використовують основи.

Добування основ. Способи одержання основ залежать від того, яку основу потрібно добути: розчинну чи нерозчинну.

Спосіб одержання розчинної основи полягає у взаємодії відповідного металу або його оксиду з водою:

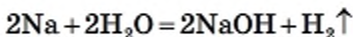


Такий спосіб називають *прямим*.

Демонстраційний дослід

Опустимо в посудину з водою шматочок натрію розміром з горошину. Він спливає, оскільки трохи легший за воду (його густина $0,97 \text{ г/см}^3$).

У ході реакції виділяється значна кількість теплоти. Через це натрій плавиться (його температура плавлення $98 \text{ }^\circ\text{C}$), перетворюючись на блискучу краплю, що швидко пересувається поверхнею води й зменшується в розмірах (рис. 53). Фенолфталеїн забарвлює одержаний розчин у малиновий колір. Це свідчить про утворення луку NaOH. Крім того, виділяється газ:



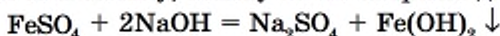
Якщо до отвору пробірки піднести запалену тріску, то почується характерний звук. Так згоряє тільки водень H_2 . Ще енергійніше взаємодіє з водою калій. Останній навіть загоряється від стикання з водою. Менш енергійно, ніж натрій, реагує з водою кальцій.

Від чого ж залежить інтенсивність взаємодії металів із водою? Як ви вже знаєте, за звичайних умов з водою взаємодіють лише метали, які стоять у витискувальному ряду металів до магнію. Тепер ви, мабуть, здогадаєтеся, що чим ближче до початку витискувального ряду стоїть метал, тим енергійніше він взаємодітиме з водою, тобто тим скоріше утвориться та чи інша основа.



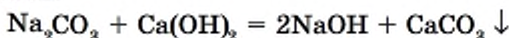
Рис. 53. Взаємодія натрію з водою

Нерозчинні основи добувають *непрямим способом*, тобто взаємодією розчинної солі металу, основу якого потрібно добути, з лугом:



Якщо сіль або основа нерозчинні, то реакція не відбувається.

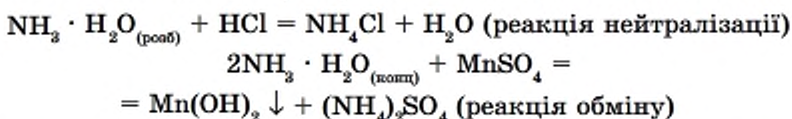
Цим самим методом користуються і для добування деяких розчинних основ:



Через те що внаслідок реакції утворюється натрій гідроксид, який ще називають «каустиком», подібний спосіб добування основ отримав назву «метод каустифікації».

До основ, і зокрема лугів, відносять і гідрат амоніаку складу $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (його ще називають нашатирним спиртом). Він утворюється в процесі розчинення амоніаку NH_3 у воді. Його лужні властивості виявляються внаслідок дії на водні розчини індикаторів. Так, нейтральний лакмус у водному розчині амоніаку забарвлюється у синій колір, фенолфталеїн — у малиновий, а метилоранж — у жовтий. Це вказує на наявність у такому розчині гідроксильних груп OH .

Подібно до лугів $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ взаємодіє з кислотами та солями:



Використання основ. Найпоширенішими основами в промисловості й лабораторній практиці є NaOH , KOH і Ca(OH)_2 .

Натрій гідроксид має ще й такі назви, як «їдкий натр», «каустична сода», «каустик». Це біла кристалічна гігроскопічна речовина, тобто така, що спроможна поглинати водяну пару з повітря. Натрій гідроксид плавиться й кипить без розкладання, добре розчиняється у воді з виділенням великої кількості теплоти. Він поглинає вуглекислий газ CO_2 з повітря й поступово перетворюється на Na_2CO_3 . Тому NaOH потрібно зберігати в добре закупореній посудині. Водні розчини NaOH руйнують скло, а в розплавленому стані — навіть і платину.

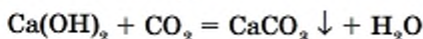
Використовують натрій гідроксид для очищення нафти та нафтопродуктів, у виробництві паперу, мила, штучного волокна, для осушування газів, застосовують у срібно-цинкових гальванічних елементах (акумуляторах).

Калій гідроксид, який ще називають «їдке калі», — як і NaOH , біла тверда кристалічна речовина, що добре розчиняється у воді. Розчинення у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти. Це досить термостійка речовина,

яка плавиться без розкладання на оксид і воду. Енергійно поглинає вологу й вуглекислий газ із повітря, тому його використовують для осушування газів, у виробництві мила, інших сполук Калію, у лужних акумуляторах.

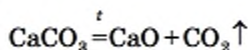
Кальцій гідроксид у хімічній промисловості використовують у виробництві скла, для добування NaOH і деяких солей Кальцію. Кальцій гідроксид застосовують для пом'якшення води та нейтралізації кислих ґрунтів.

Кальцій гідроксид добре поглинає вуглекислий газ з утворенням нерозчинної солі CaCO₃:

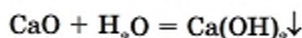


Цю реакцію використовують для затвердіння будівельного розчину.

У результаті випалення вапняку CaCO₃ отримують палене (негашене) вапно CaO:



Потім палене вапно гасять водою:



Отримане гашене вапно Ca(OH)₂ змішують із піском та водою і цю суміш (так званий будівельний розчин) застосовують під час мурування або оштукатурювання (рис. 54). Під впливом повітря, у якому міститься вуглекислий газ, гашене вапно перетворюється на нерозчинну сіль CaCO₃, що скріплює мурування, і воду, яка випаровується.



Рис. 54. Фреска — живопис по вологій вапняній штукатурці (В. М. Васнецов, 1885–1893, Володимирський собор, м. Київ)

■ Запитання та завдання

1. Як називають спосіб одержання: а) NaOH із металічного натрію; б) Sr(OH)₂ зі стронцій оксиду?
2. Запропонуйте два способи добування натрій гідроксиду. Складіть рівняння реакцій.
3. Нерозчинні основи можна добути: а) взаємодією розчинних солей металічних елементів із лугами; б) взаємодією нерозчинних солей із лугами; в) взаємодією розчинних солей із нерозчинними основами. Наведіть приклади можливих взаємодій.



4. Яка з основ — гідроксид літію, стронцію чи феруму(II) — є нерозчинною? Наведіть рівняння реакцій одержання кожної з указаних основ.
5. Є літій оксид, кальцій оксид і манган(II) оксид. За допомогою рівнянь яких реакцій із наведених оксидів можна добути відповідні основи? Які із запропонованих способів одержання основ відносять до прямих, а які — до непрямих?
- *6. Чи з усіх речовин, формули яких FeO , FeSO_4 , FeS , можна одержати ферум(II) гідроксид? Складіть рівняння можливих реакцій за умови, що вони мають перебігати в одну стадію: реагент + невідома сполука. Яка маса ферум(II) гідроксиду утвориться, якщо кількість реагенту становила 0,15 моль?
- *7. Чи з усіх запропонованих речовин, формули яких BaO , Ba , BaCO_3 , можна одержати барій гідроксид? Складіть рівняння можливих реакцій за умови, що вони мають перебігати в одну стадію: реагент + запропонована сполука. У випадку якої з можливих реакцій одержання барій гідроксиду число витрачених молекул невідомої сполуки буде вдвічі більшим (яким саме?), якщо маса гідроксиду, добутого в усіх випадках, була однаковою й дорівнювала 34,2 г?
- *8. Для одержання основ, нерозчинних у воді, з відповідних оксидів є характерним такий ланцюг перетворень:

основний оксид \rightarrow ? \rightarrow основа.

Яку масу манган(II) оксиду потрібно витратити, щоб у підсумку одержати 26,7 г манган(II) гідроксиду?

§ 55. Поняття про амфотерні оксиди та гідроксиди

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які оксиди та гідроксиди називають амфотерними;
- якими реакціями можна довести основний характер амфотерних оксидів і гідроксидів;
- якими реакціями можна довести кислотний характер амфотерних оксидів і гідроксидів.

Амфотерні оксиди. *Амфотерними* називають оксиди, які залежно від умов спроможні виявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів.

Слово «амфотерний» походить від грецького *амфо*, що означає «обидва, той і інший».

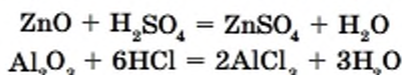
До амфотерних належать оксиди деяких металічних елементів головних підгруп II і III груп періодичної системи елементів (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох металічних елементів побічних підгруп (Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , CuO , ZnO тощо).

Усі амфотерні оксиди є твердими речовинами. Вони нерозчинні у воді та не взаємодіють з нею.

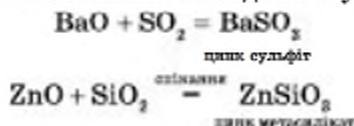
Для амфотерних оксидів характерні основні та кислотні властивості.

1. Основні властивості:

- взаємодія з розчинами кислот з утворенням солей й води:

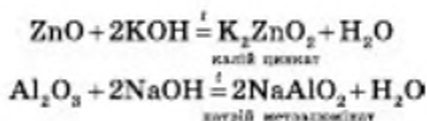


- взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солі:



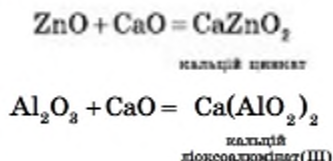
2. Кислотні властивості:

- взаємодія з розплавленими лугами з утворенням солі й води:

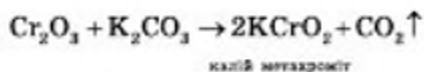


Калій цинкат — сіль цинкової кислоти H_2ZnO_2 , а натрій метаалюмінат — сіль метаалюмінієвої кислоти.

- взаємодія з основними оксидами в результаті спікання з утворенням солі:



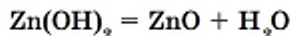
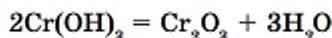
- взаємодія під час сплавлення (спікання) з деякими солями лужних металічних елементів з утворенням солі й відповідного газу:



Амфотерні гідроксиди. Амфотерним оксидам відповідають *амфотерні гідроксиди*. Таких речовин досить багато, але

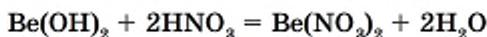
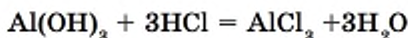
найтипівішими серед них є берилій гідроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$, цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$, алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, станум(II) гідроксид $\text{Sn}(\text{OH})_2$, п्लюмбум(II) гідроксид $\text{Pb}(\text{OH})_2$, хром(III) гідроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Усі амфотерні гідрокси́ди — тверді, нерозчинні у воді речовини, що достатньо легко розкладаються внаслідок нагрівання на відповідний оксид і воду:



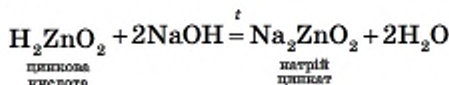
Амфотерні гідрокси́ди, подібно до амфотерних оксидів, взаємодіють як з кислотами, так і з лугами.

- Під час взаємодії з кислотами вони виявляють *основні властивості*:

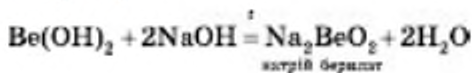


- Реагуючи з лугами, амфотерні гідрокси́ди виявляють *кислотні властивості*. Склад останніх через їхню амфотерність можна подати у вигляді формул кислот: наприклад, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ у вигляді H_2ZnO_2 — цинкова кислота (солі називають цинкатами).

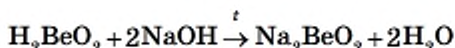
При спіканні вказаних реагентів утворюється Na_2ZnO_2 — натрій цинкат:



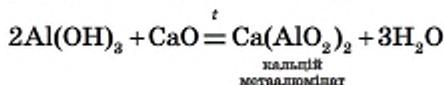
Робимо висновок: цинк гідроксид має амфотерні властивості. Формулу $\text{Be}(\text{OH})_2$ також можна записати у вигляді формули кислоти H_2BeO_2 :



або

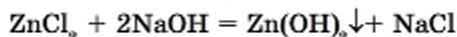


Аналогічно кислотні властивості амфотерні гідрокси́ди виявляють у реакції з основним оксидом:



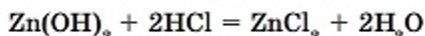
Демонстраційний дослід

Наллємо в пробірку 2–3 см³ розчину цинк хлориду ZnCl₂ й додаватимемо по краплях розчин натрій гідроксиду до тих пір, поки не випаде білий осад.

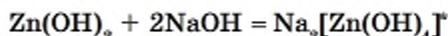


Збовтаємо розчин з осадом і переллємо половину його в другу пробірку. В одну з пробірок приллємо розчин хлоридної кислоти, а в другу — розчин натрій гідроксиду.

У результаті додавання до нерозчинної основи розчину хлоридної кислоти осад повністю розчиняється:



У результаті взаємодії цинк гідроксиду з лугом також спостерігаємо розчинення осаду. Продуктом цієї реакції є комплексна сполука — натрій тетрагідроксоцинкат:



Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Як можна класифікувати сполуки, склад яких подано формулами: NaOH, RbOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, Fe(OH)₂, Al(OH)₃, KOH, Zn(OH)₂? Відповідь запишіть окремими рядками.

Відповідь:

Однокислотні основи: NaOH, RbOH, KOH.

Багатоокислотні основи: Ba(OH)₂, Fe(OH)₂, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂.

Розчинні у воді основи: NaOH, RbOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, KOH.

Нерозчинні у воді основи: Fe(OH)₂, Mg(OH)₂, Zn(OH)₂.

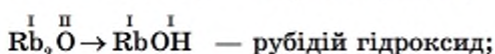
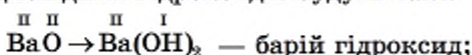
Амфотерні гідроксиди: Zn(OH)₂, Al(OH)₃.

Приклад 2. Як за формулами оксидів BaO, Rb₂O, Fe₂O₃, CaO, Li₂O, Cs₂O, MgO, Na₂O скласти формули відповідних гідроксидів? Яку назву має кожний із них?

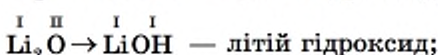
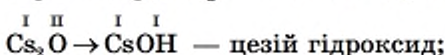
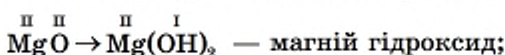
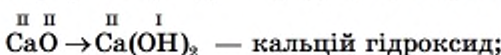
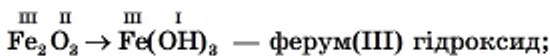
Розв'язання

Для того щоб скласти формулу гідроксидів, необхідно знати валентність елемента, що утворив оксид. Валентність гідроксильної групи завжди дорівнює I, тобто $\overset{\text{I}}{\text{OH}}$.

Тоді валентність елементів, що утворили оксиди, та формули відповідних гідроксидів будуть такі:



* Комплекні сполуки не вивчають у шкільному курсі хімії.



До амфотерних гідроксидів, так само як і до амфотерних оксидів, відносять сполуки, у яких металічні елементи виявляють валентність II, III: їм відповідають оксиди Fe_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , PbO . Тому гідроксиди $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ а також $\text{Pb}(\text{OH})_2$ є амфотерними.

Приклад 3. Яка кількість речовини та яке число N структурних частинок — йонів Калію K^+ і гідроксид-йонів OH^- — міститься в порції калій гідроксиду масою 16,8 г?

Дано:

$$m(\text{KOH}) = 16,8 \text{ г}$$

$$v(\text{KOH}) = ?$$

$$N(\text{KOH}) = ?$$

Розв'язання

Обчислимо відносну формульну й молярну маси калій гідроксиду:

$$M_r(\text{KOH}) = 39 + 1 + 16 = 56,$$

$$M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль.}$$

Кількість речовини $v(\text{KOH})$ визначимо за формулою

$$v(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{16,8 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ (моль).}$$

У кількості речовини KOH, яка дорівнює 0,3 моль, міститься 0,3 моль йонів Калію та 0,3 моль гідроксид-йонів.

Число частинок $N(\text{K}^+)$ і $N(\text{OH}^-)$ у даній масі обчислимо за формулами:

$$N(\text{K}^+) = v(\text{K}^+) \cdot N_A; \quad N(\text{OH}^-) = v(\text{OH}^-) \cdot N_A.$$

Тоді

$$N(\text{K}^+) = 0,3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,806 \cdot 10^{23} \text{ (йонів).}$$

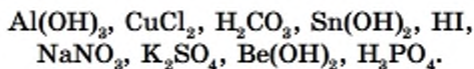
$$N(\text{OH}^-) = 0,3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,806 \cdot 10^{23} \text{ (йонів).}$$

Відповідь: 0,3 моль;

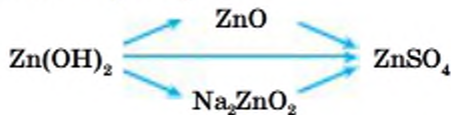
по $1,806 \cdot 10^{23}$ йонів K^+ та OH^- .



- ° 1. Які оксиди та гідроксиди називають амфотерними?
- ° 2. Амфотерні оксиди утворюють: а) тільки металічні елементи; б) тільки неметалічні елементи; в) як металічні, так і неметалічні елементи. Яке з тверджень правильне?
3. Якими рівняннями реакцій можна довести, що Cr_2O_3 і $\text{Cr}(\text{OH})_3$ виявляють: а) основний характер; б) кислотний характер?
4. Усі амфотерні оксиди та гідроксиди: а) розчинні у воді; б) нерозчинні у воді. Яке з тверджень правильне?
5. За звичайних умов амфотерні оксиди та гідроксиди є тільки: а) твердими речовинами; б) рідкими речовинами; в) газуватими речовинами. Яке з тверджень правильне?
6. Доведіть за допомогою рівнянь реакцій основний характер літій гідроксиду, амфотерний — берилій гідроксиду, кислотний — нітратної кислоти.
7. Як довести амфотерні властивості алюміній гідроксиду? Які досліди слід провести? Складіть рівняння реакцій, що доводять амфотерні властивості алюміній гідроксиду.
8. З переліку речовин випишіть формули амфотерних гідроксидів і зазначте валентність металічних елементів у них:



9. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



10. Яка маса алюміній оксиду утвориться під час термічного розкладу алюміній гідроксиду, кількість речовини якого становить 0,3 моль?
11. Які основи або амфотерні гідроксиди можна одержати з відповідних оксидів K_2O , BaO , FeO , MnO , Al_2O_3 , CaO , Rb_2O внаслідок взаємодії їх з водою? Яка маса води витрачатиметься, якщо під час перебігу кожної з можливих реакцій утворюватиметься $1,806 \cdot 10^{24}$ структурних частинок? Для правильної відповіді скористайтеся таблицею розчинності (див. форзац).

12. Яка маса плюмбум(II) гідроксиду взаємодіятиме з 0,8 моль нітратної кислоти?
13. Який об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду потрібно пропустити через розчин барій гідроксиду, щоб у результаті одержати 1,2 моль солі складу BaCO_3 ?

§ 56. Зміна характеру оксидів, основ та кислот, утворених елементами другого та третього періоду періодичної системи Д. І. Менделєєва зі зростанням заряду ядра атомів

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як змінюється характер оксидів, основ і кислот, утворених елементами другого періоду періодичної системи;
- як змінюється характер оксидів, основ і кислот, утворених елементами третього періоду періодичної системи.

Розглянемо, як змінюється склад і властивості оксидів, основ та кислот (які часто ще називають гідроксидами або гідратами оксидів), утворених елементами другого та третього періодів періодичної системи.

Як впливає з даних, наведених у таблиці 17, зі зростанням заряду ядра атома й кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні закономірно змінюється значення найвищого позитивного ступеня окиснення елементів в оксидах та гідратах оксидів. Так, у елементів другого періоду ступінь окиснення зростає від +1 (в атомів Літію) до +5 (в атомів Нітрогену).

В елементів третього періоду найвищий ступінь окиснення змінюється від +1 (в атомів Натрію) до +7 (в атомів Хлору). Це закономірно спричиняє зміну складу та властивостей оксидів та гідратів оксидів: від основного Li_2O та Na_2O (LiOH та NaOH) через амфотерні BeO ($\text{Be}(\text{OH})_2$ та $\text{Al}(\text{OH})_3$) й Al_2O_3 до кислотного N_2O_5 і Cl_2O_7 (HNO_3 та HClO_4).

На підставі розглянутих закономірностей у зміні властивостей оксидів та гідратів оксидів елементів другого та третього періодів можна зробити такі висновки:

- найсильніша основа — NaOH , а найсильніша кислота — HClO_4 ;

Положення елементів у періодичній системі
та властивості їхніх вищих оксидів та гідратів оксидів

Група	2-й період						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
Елемент і заряд ядра атома	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$
Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні	1	2	3	4	5	6	7
Найвищий ступінь окиснення	+1	+2	+3	+4	+5	+2	0
Характер вищих оксидів	Li_2O основний	BeO амфотерний	B_2O_3 слабокислотний	CO_2 кислотний	N_2O_5 кислотний	—	—
Характер гідратів вищих оксидів	LiOH основний	$\text{Be}(\text{OH})_2$ амфотерний	H_3BO_3 слабка кислота	H_2CO_3 слабка кислота	HNO_3 сильна кислота	H_2O	—
3-й період							
Елемент і заряд ядра атома	${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$
Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні	1	2	3	4	5	6	7
Найвищий ступінь окиснення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Характер вищих оксидів	Na_2O сильно основний	MgO основний	Al_2O_3 амфотерний	SiO_2 кислотний	P_2O_5 кислотний	SO_3 кислотний	Cl_2O_7 кислотний
Характер гідратів вищих оксидів	NaOH сильно основний	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ слабо основний	$\text{Al}(\text{OH})_3$ амфотерний	H_2SiO_3 слабо кислотний	H_2PO_4 слабо кислотний	H_2SO_4 сильно кислотний	HClO_4 сильно кислотний

- зі збільшенням номеру періоду зростають основні властивості металічних елементів: NaOH — сильніша основа, ніж LiOH;
- зі збільшенням номеру періода зростають кислотні властивості неметалічних елементів: наприклад, сульфатна H_2SO_4 та хлорна $HClO_4$ кислоти сильніші за нітратну HNO_3 .

Запитання та завдання



1. У якій з двох речовин — H_2CO_3 чи H_2SO_4 , H_3PO_4 чи HNO_3 — сильніше виражені кислотні властивості?
2. У якій з трьох речовин LiOH, NaOH, $Al(OH)_3$ найсильніше виражені основні властивості?
3. Як змінюються в другому та третьому періодах основні властивості оксидів і гідратів оксидів зі збільшенням порядкового номера елемента (зліва направо)? Наведіть приклади.
- *4. Як змінюються в другому та третьому періодах кислотні властивості оксидів і гідратів оксидів зі збільшенням порядкового номера елемента (зліва направо)?
- *5. Як змінюються в головних підгрупах кислотні властивості оксидів і гідратів оксидів зі збільшенням порядкового номера елемента (зверху вниз)?
- *6. Який характер виявляють оксиди й гідрати оксидів при переході від основних до кислотних у тому самому періоді?
- *7. Нітроген і Фосфор знаходяться в одній і тій же групі періодичної системи. Однак у кислотному залишку нітратної кислоти навколо атома Нітрогену розташовані три атоми Оксигену, а в кислотному залишку ортофосфатної кислоти навколо атома Фосфора — чотири атоми Оксигену. Як це можна пояснити?

§ 57. Солі: їхній склад і класифікація

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

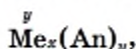
- про склад солей;
- за якими ознаками класифікують солі.

Склад солей. У процесі вивчення властивостей оксидів, кислот та основ ви постійно мали справу з рівняннями реакцій, у результаті перебігу яких утворюються солі.

Солі — це складні речовини, що містять йони металічного елемента й кислотного залишку.



Кожну сіль можна розглядати як продукт заміщення атомів Гідрогену в кислоті на йони металічного елемента Me, тому склад солей можна подати загальною формулою

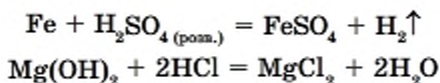


де x — число йонів металічного елемента, що дорівнює валентності кислотного залишку, y — число кислотних залишків, яке дорівнює валентності металічного елемента.

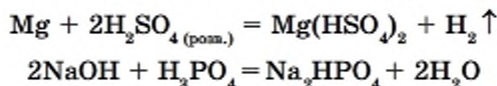
Якщо числа атомів і кислотних залишків парні, то їх ділять на найменше. Наприклад, у формулі Ba₄(SiO₄)₂ індекси ділять на 2, бо це число в даному разі найменше, тому пишуть: Ba₂SiO₄.

Класифікація солей. Солі бувають середні, кислі, оснóвні (схема 13).

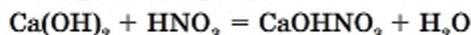
Середні солі — продукти повного заміщення атомів Гідрогену кислоти на йони металічного елемента або повного обміну гідроксильних груп основи на кислотні залишки, наприклад FeSO₄, MgCl₂:



Кислі солі — продукти неповного заміщення атомів Гідрогену багатооснóвних кислот на йони металічного елемента або неповного обміну атомів Гідрогену багатооснóвної кислоти на гідроксильні групи основи, наприклад Mg(HSO₄)₂, KH₂PO₄, Na₂HPO₄:



Оснóвні солі — продукти неповного обміну гідроксильних груп багатокислотної основи на кислотні залишки, наприклад Fe(OH)₂NO₃, FeOHCl₂, (CaOH)₂SO₄:



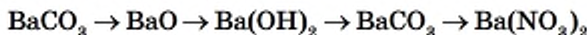
Утворення середніх, кислих і оснóвних солей можна подати схемою 14.



Запитання та завдання



01. Які неорганічні сполуки називають солями?
02. Якою загальною формулою можна передати склад середніх солей?
3. Як за складом класифікують солі? Наведіть приклади середніх, кислих і основних солей.
4. З наведеного переліку формул речовин: HCl , KHCO_3 , Ag_2O , $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$, P_2O_5 , HPO_3 , Na_2O , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $(\text{BaOH})_3\text{PO}_4$ випишіть формули солей:
 - а) середніх;
 - б) кислих;
 - в) основних.
5. Напишіть хімічні формули солей таких кислот: сульфатної (середні та кислі), хлоридної (середні), нітратної (середні), карбонатної (середні та кислі), ортофосфатної (середні та кислі).
- *6. Унаслідок взаємодії магній гідроксиду із хлоридною кислотою утворилася основна сіль складу MgOHCl . Обчисліть масу хлоридної кислоти, яка вступила в реакцію з 0,2 моль магній гідроксиду.
- *7. Унаслідок взаємодії калій гідроксиду із сульфатною кислотою утворилася кисла сіль складу KHSO_4 . Обчисліть масу калій гідроксиду, яка вступила в реакцію з $9,03 \cdot 10^{22}$ молекулами сульфатної кислоти.
- *8. Обчисліть масові частки (%) металічного (а) та кислотоутворюючих (б) елементів у таких солях:
 - 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 - 2) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$;
 - 3) Na_2CO_3 ;
 - 4) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
9. Напишіть назви солей, формули яких: KCl , KNO_3 , MgCl_2 , NaHCO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Na_3PO_4 , K_2SO_4 , CaS , BaSO_3 , $\text{Mg}(\text{HS})_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, K_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KHCO_3 , MgS .
10. Здійсніть такі перетворення:



§ 58. Назви солей та їхні фізичні властивості

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як складають назви середніх, кислих та основних солей;
- які фізичні властивості солей;
- солі яких металічних елементів безбарвні, а яких — забарвлені.

Назви солей. Назви середніх солей утворюють від назви кислотного залишку (див. табл. 15, § 42). Причому спочатку називають металічний елемент у називному відмінку, а потім кислотний залишок, наприклад:

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ — барій нітрат, Na_2CO_3 — натрій карбонат.

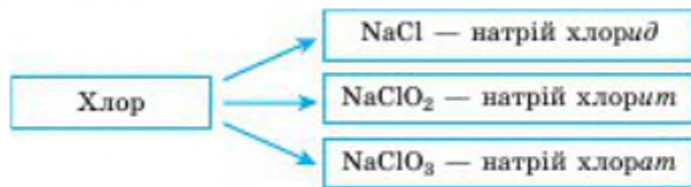
Якщо металічний елемент виявляє змінне значення валентності, то її значення вказують римською цифрою в круглих дужках, наприклад:

FeSO_4 — ферум(II) сульфат, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — ферум(III) сульфат.

Назви солей безоксигенових кислот завжди мають суфікс *-ид* або *-ід*, наприклад:



Назви солей оксигеновмісних кислот мають суфікси *-ит* або *-ат*, наприклад:



Назви кислих солей утворюють так само, як і середніх, тільки при цьому до назви кислотного залишку додають префікс *гідроген-*, який вказує на наявність у молекулі солі незаміщених атомів Гідрогену:

Na_2CO_3 — натрій карбонат, NaHCO_3 — натрій гідрогенкарбонат.

Якщо в молекулі кислоти солі з одним кислотним залишком сполучені два атоми Гідрогену, то додають ще і числовий префікс *ди-*:

KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — кальцій дигідрогенортофосфат, NaHS — натрій гідрогенсульфід, MgHPO_4 — магній гідрогенортофосфат.

Фізичні властивості. За звичайних умов солі — тверді речовини. Їхня розчинність у воді залежить як від природи самої солі (тобто яким металічним елементом та яким кислотним залишком її утворено), так і від температури її розчинення.

Солі дуже активних металічних елементів Натрію, Калію, Літію, Кальцію, Барію безбарвні, а солі, утворені такими металічними елементами, як Ферум(III), Кобальт(II), Нікель(II), Купрум(II), — забарвлені (рис. 55). Солі ж, утворені такими металічними елементами, як Аргентум і Меркурій, бувають і забарвленими (Ag_2S , AgI , HgS , HgI_2), і безбарвними (AgCl , HgCl_2).



Рис. 55. Середні солі різних металічних елементів та їхні водні розчини: *а* — манган(II) сульфат MnSO_4 ; *б* — ферум(II) сульфат FeSO_4 ; *в* — кобальт(II) сульфат CoSO_4 ; *г* — нікель(II) нітрат $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; *д* — купрум(II) сульфат CuSO_4 ; *е* — цинк хлорид ZnCl_2

■ Запитання та завдання

- °1. Як утворюють назви середніх солей оксигеновмісних і безоксигенових кислот? Наведіть приклади.
- °2. Який префікс додають до назв середніх солей для утворення назв кислих солей? Наведіть приклади.
- °3. У якому агрегатному стані перебувають солі за звичайних умов: а) тільки у твердому; б) тільки в рідкому; в) тільки в газуватому?
4. Розставте індекси і дайте назви сполукам: $\text{Zn}.. \text{Cl}..$, $\text{Mg}.. \text{NO}_3$, $\text{Ca}.. \text{PO}_4$, $\text{Al}.. \text{S}..$, $\text{Na}.. \text{SiO}_3$, $\text{Na}.. \text{NO}_3$.
5. Виписіть формули солей зі спільним кислотним залишком: Na_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3 , MgSO_4 , CaCl_2 , K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Li_2SO_4 , K_3PO_4 , ZnCl_2 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. З якими кислотами мають спільний кислотний залишок ці солі? Напишіть формули цих кислот. Дайте назви солям і кислотам.



6. До яких класів неорганічних сполук належать речовини, формули яких наведено нижче: ZnO , KCl , $MgSO_4$, $Ca(OH)_2$, H_2S , $Fe(NO_3)_2$, $Mg(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$? Дайте назви цим речовинам.
7. Назвіть такі солі: K_2SO_4 , $Al(NO_3)_3$, MgS , $CuSO_4$, $SnCl_2$, $AgNO_3$, $AlPO_4$, $BaSO_3$, BaS , $BaSO_4$, Na_2SiO_3 , $NaCl$, $MnSO_4$, Ag_2S , $Mg_3(PO_4)_2$.
8. Від чого головним чином залежить колір солі?
 а) Від забарвлення катіона;
 б) від забарвлення аніона;
 в) як від забарвлення аніона, так і від забарвлення катіона.
9. Запишіть хімічні формули таких солей: магній гідроксо-нітрат, барій гідрогенкарбонат, ферум(III) сульфід, натрій гідрогенортофосфат, кальцій гідроксохлорид, хром(III) гідроксосульфат.
10. Наведені нижче формули запишіть в один із стовпців таблиці, дайте назви речовинам:
 а) H_3PO_4 , $Ca(H_2PO_4)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$, $CaOHNO_3$, $Ca(OH)_2$, $CaHPO_4$;
 б) $Mg(OH)_2$, $Mg(NO_3)_2$, $Mg(HSO_4)_2$, H_2SO_4 , $(MgOH)_2SO_4$.

Основи	Кислоти	Середні солі	Кислі солі	Оснóвні солі
--------	---------	--------------	------------	--------------

11. Чи можуть існувати солі натрій гідрогеннітрат, калій гідрогенхлорид, літій гідроксокарбонат? Відповідь обґрунтуйте.
- *12. Обчисліть, у яких мольних відношеннях мають прореагувати магній гідроксид і сульфатна кислота, щоб утворилася сіль: а) середня; б) кисла; в) оснóвна — по 24 г кожної.
- *13. У яких масових співвідношеннях повинні прореагувати кальцій гідроксид і карбон(IV) оксид, щоб утворилася сіль: а) середня; б) кисла; в) оснóвна — кількістю речовини по 0,25 моль кожної?
- *14. За допомогою яких рівнянь реакцій можна здійснити такі перетворення:
 а) $Ba \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaO \rightarrow Ba(HSO_4)_2$;
 б) $Cr_2O_3 \rightarrow CrCl_2 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2O_3$;
 в) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2$;
 г) $P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$?

§ 59. Поширення солей у природі та їхнє практичне значення

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- які солі найчастіше трапляються в природі;
- де використовують солі.

З усіх класів неорганічних сполук солі найчастіше трапляються в природі, особливо важкорозчинні ZnS , $CaCO_3$, CaF_2 , $SrSO_4$, $BaSO_4$, CdS , $Ca_3(PO_4)_2$, $Na_2B_4O_7$ тощо. Вони утворюють багато мінералів. Наприклад, кальцій карбонат $CaCO_3$ утворює мінерал кальцит, який зустрічається в природі у вигляді багатокілометрових товщ осадових порід — вапняків, а також мармуру, крейди.

У печерах з карбонатних солей утворюються сталактити, які звисають зі стелі, і сталагміти, що ростуть їм назустріч із підлоги (рис. 56).

Природний різновид кальциту — ісландський шпат (рис. 57) має таку властивість: промінь світла, що проходить крізь його кристал, роздвоюється, і можна неозброєним оком побачити два зображення предмета. Завдяки цій властивості його використовують в оптичних та оптоелектронних системах.

Кухонна сіль натрій хлорид $NaCl$ утворює мінерал галіт (рис. 58), його кубічні кристали легко розколюються на паралелепіпеди. Чудові ажурні кристали галіту можна знайти в деяких солоних озерах, що висихають.

З розчинних солей треба відзначити $NaCl$, $MgCl_2$, KCl , $NaNO_3$, KNO_3 .

Солі входять до складу рослин, організмів тварин і людини: вони містяться в клітинному соці, є складовою різних тканин — кісткової, нервової, м'язової та ін. В організмі людини міститься близько 5,5 % солей. Живі організми потребують постійного надходження солей, що містяться в питній та морській воді, а також у ґрунтових водах. Нестача певних солей



Рис. 56. Сталактити й сталагміти



Рис. 57. Ісландський шпат $CaCO_3$



Рис. 58. Галіт $NaCl$

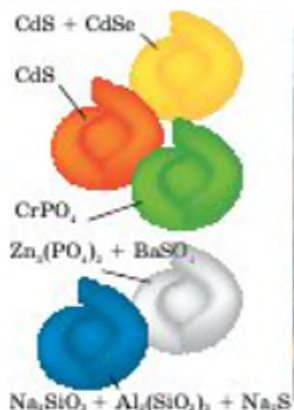


Рис. 59. Славнозвісну картину «Запорозжці пишуть листа турецькому султанові» художник І. Ю. Рєпін малював фарбами, до складу яких входять солі

у ґрунті призводить до пригнічення рослин. Тому багато солей використовують як мінеральні добрива для сільськогосподарських культур. Наприклад, із природної солі *кальцій ортофосфату* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ видобувають у величезних кількостях фосфорні добрива. Також дуже багато видобувають *калій хлориду* KCl , який застосовують насамперед як калійне добриво.

У промисловості солі використовують для добування багатьох металів, мінеральних добрив, скла, миючих речовин тощо.

Багато солей одержують і в промислових умовах. Це перш за все *натрій карбонат* Na_2CO_3 , або кальцинована сода, — необхідний компонент виробництва скла та паперу, мила, каустичної соди NaOH , добування пігментів (Fe_2O_3), деяких фарб (рис. 59).

Натрій хлорид NaCl використовують для добування Cl_2 , Na_2CO_3 , NaOH , Na , як харчовий продукт і консервувальний засіб.

Кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ застосовують у виробництві фосфору, фосфорних кислот і мінеральних добрив, а також як прояснювач цукрових сиропів тощо.

■ Для допитливих

Багато які із солей виділяються з розчинів разом із молекулами води. Таку воду, що міститься у твердій солі, називають *кристалізаційною*. Кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул води, називають *кристалогідратами*.

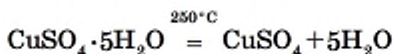




Рис. 60. Гіпс
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Точка у формулі означає, що, наприклад, до складу солі $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, входять п'ять молекул води. Формулу читають: «купрум-два-ес-о-чотири-п'ять-аш-два-о». У кристалічних ґратках сіль і вода містяться в мольному співвідношенні: 1 моль CuSO_4 і 5 моль H_2O .

У результаті сильного нагрівання кристалогідрати втрачають кристалізаційну воду:



Нерідко для повного видалення кристалізаційної води необхідні інші умови. Наприклад, зневоднення $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ здійснюють за температури 120–180 °С у струмені газу HCl .

Запитання та завдання



1. Солі яких металічних елементів найчастіше трапляються в природі? Наведіть приклади.
2. Яка масова частка солей в організмі людини?
3. Розкажіть про практичне значення солей. Наведіть приклади.
4. На магній оксид масою 10 г подіяли розчином, що містить 28 г сульфатної кислоти. Яка маса солі утворилася?
5. Скільки молів нітратної кислоти піде на нейтралізацію 22,2 г кальцій гідроксиду?
- *6. У розчин, що містить купрум(III) сульфат, помістили 11,2 г залізних опилок. Яка маса міді може при цьому виділитися?
- *7. Закінчіть рівняння тих реакцій, які перебігають до кінця в результаті утворення осаду:
а) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$; б) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 \rightarrow \dots$;
в) $\text{MgSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$; г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$.

* У назвах кристалогідратів застосовують грецькі назви числівників: один — *моно*, два — *ди*, три — *три*, чотири — *тетра*, п'ять — *пента*, шість — *гекса*, сім — *гепта*, вісім — *окта*, дев'ять — *нано*, десять — *дека*.

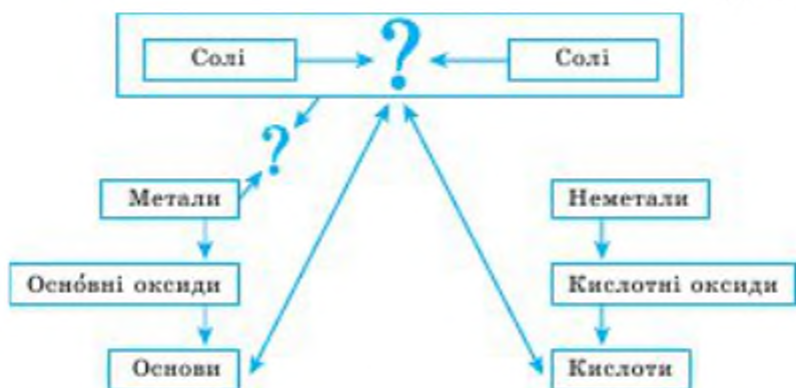
§ 60. Хімічні властивості середніх солей

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як солі взаємодіють із металами;
- зі сполуками яких класів спроможні реагувати середні солі.

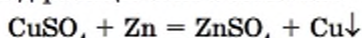
Вивчаючи хімічні властивості кислот та основ (лугів), ви дізналися про їхню взаємодію із солями (схема 15). А чи взаємодіють різні солі між собою? Чи відбувається реакція між солями й металами?

Схема 15



Взаємодія солей із металами. Солі вступають у реакції з металами з утворенням нової розчинної у воді солі й нового металу. Складаючи рівняння подібних реакцій, слід брати до уваги витискувальний ряд металів (див. § 47). Кожний метал цього ряду може витискувати тільки ті метали з розчинів їхніх солей, які розташовані справа від нього у витискувальному ряду. Оскільки такі реакції відбуваються у водних розчинах, це правило не стосується таких металів, які за звичайних умов взаємодіють з водою: Li, Cs, Rb, K, Na, Ca, Sr, Ba.

Наведемо приклад реакції солі з металом:



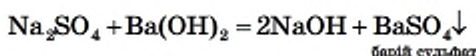
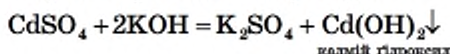
Лабораторний дослід 10

Взаємодія металів із солями у водному розчині

1. Наллємо в хімічний стакан розчин купрум(II) сульфату й зануримо в нього пластинку цинку. Що відбувається з поверхнею пластинки з плином часу? Якого кольору набула поверхня? Запишіть спостереження в зошит. Складіть рівняння реакції.

2. Покладіть на дно пробірки шматочок міді. Прилийте до нього розчин аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте? Повторіть дослід, взявши шматочок цинку й розчин купрум(II) сульфату. Запишіть спостереження в зошит. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновки.

Взаємодія солей з основами. Як правило, розчинні солі взаємодіють із розчинними основами (лугами) з утворенням нової солі й нової основи. Умова перебігу реакцій — хоча б один із продуктів має бути нерозчинним у воді:



У такий спосіб одержують нерозчинні у воді основи.

Лабораторний дослід 11

Взаємодія солей з лугами у водному розчині

У пробірку з 2 см³ розчину ферум(III) хлориду прилийте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 10 %. Що спостерігаєте? Повторіть дослід із розчином плюмбум(II) нітрату й розчином калій гідроксиду. Запишіть спостереження в зошит. Складіть рівняння реакцій, скориставшись таблицею розчинності кислот, солей та основ, наведеною на форзаці. Зробіть висновки.

■ Запитання та завдання

1. Що слід брати до уваги, складаючи рівняння реакції між середньою сіллю й металом?
2. Кожний метал може витискувати з водного розчину інший метал, який у витискувальному ряду стоїть: а) до нього; б) після нього. Яке твердження правильне?
3. Які метали не застосовують для витискування інших металів із розчинів їхніх солей?
4. Яке твердження можна віднести до головних умов взаємодії солей з основами: а) сіль та основа обов'язково мають бути нерозчинними у воді; б) сіль та основа обов'язково мають бути розчинними у воді; в) у результаті реакції має утворитися нерозчинна речовина — або нова сіль, або нова основа?
5. На підставі даних витискувального ряду металів визначте, які метали ряду Mg, Ag, Al, Hg, Zn будуть витискувати метал із солі Cu(NO₃)₂.
6. Яке число атомів Цинку має прореагувати з розчином аргентум нітрату, щоб утворилося 21,6 г срібла?



- Визначте масу осаду, який утвориться внаслідок взаємодії двох розчинів, один з яких містить 5,3 г натрій карбонату, а другий — барій гідроксид у необхідному для проведення реакцій масовому співвідношенні.
- У результаті зливання розчинів ферум(II) сульфату й натрій гідроксиду одержали осад масою 18 г. Яка маса солі (у грамах) унаслідок цього утворилася?
- Яка кількість речовини (у молях) та яка маса (у грамах) міді виділиться з розчину в разі взаємодії розчину купрум(II) хлориду з 0,4 моль алюмінію?

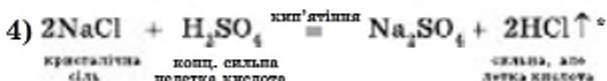
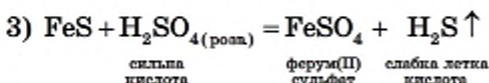
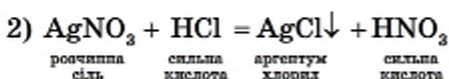
§ 61. Хімічні властивості солей:

взаємодія з кислотами та між собою

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як солі взаємодіють із кислотами;
- у якому випадку в результаті зливання розчинів двох солей утворюються нові солі;
- як солі розкладаються під час нагрівання.

Взаємодія солей із кислотами. У реакцію з кислотами можуть вступати як розчинні, так і нерозчинні солі, наприклад:

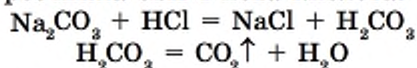


Як видно з наведених прикладів, реакції відбуваються, якщо внаслідок їх утворюється важкорозчинна сіль (приклад 2), легка кислота (приклади 3, 4) або нестійка слабка кислота (приклад 1).

* За умови цієї реакції HCl — газувата речовина, бо реакцію проводять у процесі кип'ятіння.

Демонстраційний дослід

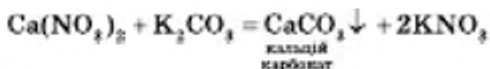
Проведемо реакцію обміну між натрій карбонатом і хлоридною кислотою. Приллємо до розчину натрій карбонату хлоридну кислоту. Спостерігаємо виділення газу. Результатом реакції є нова розчинна сіль і нова кислота:



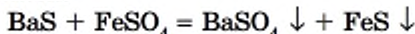
Отже, виділяється вуглекислий газ.

Але деякі нерозчинні солі не вступають із кислотами в реакції обміну. Це означає, що такі солі не розчиняються ані у воді, ані в розведених кислотах за звичайних умов. Приклади цих солей — AgCl , AgI , CuS , Ag_2S .

Взаємодія солей між собою. Солі взаємодіють між собою з утворенням *двох нових солей*, якщо хоча б одна з нових солей є важкорозчинною. У реакцію обміну вступають тільки розчинні солі:



У досить рідких випадках обидві солі, що утворюються, є важко розчинними:

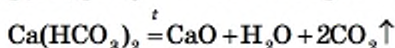
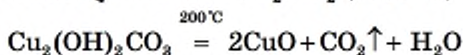
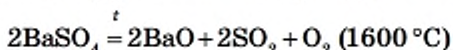
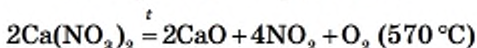
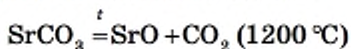


Лабораторний дослід 12

Реакції обміну між солями в розчині

Змішайте рівні об'єми (по 10 см³) розчинів натрій сульфату й барій хлориду. Що спостерігаєте? Який склад осаду, що утворився? Якого він кольору? Яка сіль утворилася в розчині? Запишіть спостереження в зошит. Повторіть дослід з аргентум(І) нітратом і натрій хлоридом. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок щодо умов, за яких відбуваються реакції обміну між солями.

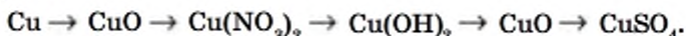
Термічне розкладання солей. Деякі солі розкладаються в результаті нагрівання. Ця властивість характерна як для середніх, так і для кислих та основних солей:



З наведених рівнянь видно, що продуктами розкладання солей найчастіше є оксиди, утворені металічними й неметалічними елементами.

Запитання та завдання

- У реакцію з кислотами можуть вступати: а) тільки розчинні у воді солі; б) тільки нерозчинні у воді солі; в) як розчинні, так і нерозчинні солі. Наведіть приклади.
- Якщо продуктом взаємодії солі з кислотою є нова сіль, то вона має бути нерозчинною: а) тільки у воді; б) як у воді, так і в кислотах. Наведіть приклади.
- Обов'язковою умовою взаємодії двох розчинних солей є: а) хоча б одна з утворених солей має бути нерозчинною; б) обидві утворені солі мають бути нерозчинними; в) не має значення. Наведіть приклади.
- Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



- З якими з перелічених речовин прореагує розчин плюмбум(II) нітрату: цинк хлорид, залізо, натрій гідроксид, сульфур(IV) оксид, купрум(II) сульфат, сульфатна кислота, ферум(II) оксид, бромідна кислота?
- Які з реакцій можуть відбутися:
а) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HI}$; в) $\text{KNO}_3 + \text{HCl}$?
- Для повного розчинення ферум(II) оксиду кількістю речовини 0,1 моль необхідно 9,8 г сульфатної кислоти. Визначте масу ферум(II) сульфату в утвореному розчині.
- Складіть рівняння реакцій металів з кислотами, у результаті яких утворюються: а) кальцій хлорид; б) магній дигідрогенортофосфат; в) станум(II) сульфат.
- У двох посудинах без етикеток містяться дистильована вода й розчин кухонної солі. Перелічіть способи, за допомогою яких можна визначити, що за речовина міститься в кожній із посудин.

Експериментуємо вдома

Ййце опустіть у банку з розчином оцтової кислоти. Поясніть, що відбувається, зважаючи на те, що шка-ралуца складається в основному із солі CaCO_3 .



§ 62. Способи одержання солей

У цьому параграфі ви дізнаєтеся:

- як можна одержати кислоти;
- які десять із цих способів є найважливішими.

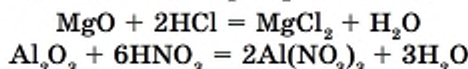
Цей клас неорганічних сполук має найбільшу кількість способів добування, бо ґрунтуються вони, перш за все, на хімічних властивостях речовин усіх чотирьох класів сполук.

- Взаємодія основних оксидів із кислотними й амфотерними оксидами:

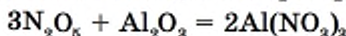


кальцій
цинкат

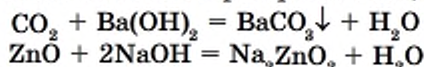
- Взаємодія основних та амфотерних оксидів із кислотами:



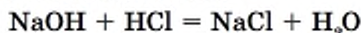
- Взаємодія кислотних оксидів з амфотерними:



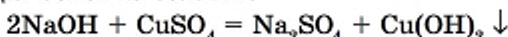
- Взаємодія кислотних та амфотерних оксидів з основами:



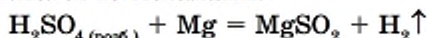
- Взаємодія основ із кислотами:



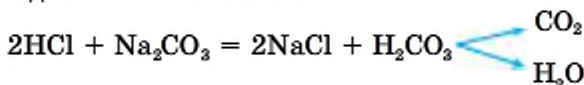
- Взаємодія основ із солями:



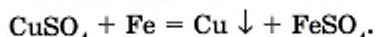
- Взаємодія кислот із металами:



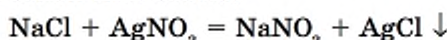
- Взаємодія кислот із солями:



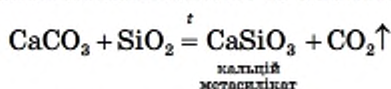
- Взаємодія солей із металами:



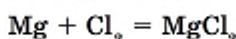
- Взаємодія солей між собою:



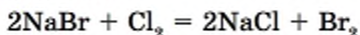
- Взаємодія солей летких кислот із кислотними оксидами:



- Взаємодія металів із неметалами:



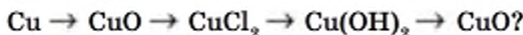
- Взаємодія солей безоксигенових кислот із більш хімічно активним неметалом:



■ Приклади розв'язування задач

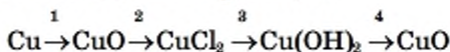


Приклад 1. Якими рівняннями реакцій можна подати такі перетворення:

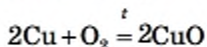


Розв'язання

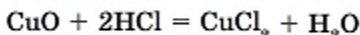
1. Нумеруємо послідовність реакцій:



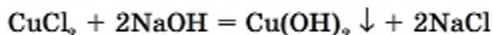
2. CuO отримують прямим шляхом, тобто внаслідок безпосередньої взаємодії металу з киснем за температури 500 °C. На підставі цього запишемо рівняння реакції 1:



3. З оксиду металічного елемента сіль (відповідно до схеми, наведеної в умові) можна одержати взаємодією його з кислотою. Рівняння реакції 2:

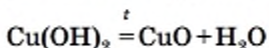


4. З розчинної солі отримати нерозчинний гідроксид (див. таблицю розчинності, наведену на форзаці) можна в результаті взаємодії солі з лугом за реакцією 3:



Продуктом цієї реакції є також і добре відома вам кухонна сіль.

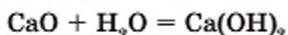
5. Відомо, що нерозчинні у воді гідроксиди в результаті нагрівання розкладаються на відповідний оксид і воду, отже:



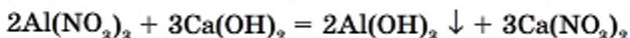
Приклад 2. Найвні такі сполуки: кальцій оксид, алюміній нітрат, хлоридна кислота, ферум(III) оксид і вода. Як за допомогою цих речовин отримати: а) кальцій гідроксид; б) алюміній гідроксид; в) ферум(III) гідроксид?

Розв'язання

1. Отримуємо кальцій гідроксид — розчинну у воді основу:

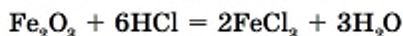


2. Отримуємо алюміній гідроксид:

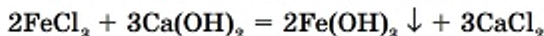


3. Через те що ферум(III) оксид Fe_2O_3 нерозчинний у воді, безпосередньо одержати з нього Fe(OH)_3 неможливо. Тому

спочатку добуваємо сіль феруму(III):



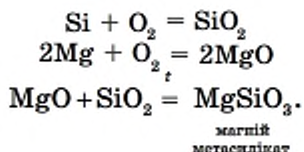
Потім отримуємо ферум(III) гідроксид за допомогою одержаного в реакції (1) кальцій гідроксиду:



У більшості цих перетворень одним із продуктів реакції є сіль.

Приклад 3. Як за наявності силіцію та магнію добути магній силікат? Яка ще речовина необхідна для цього?

Розв'язання



Відповідь: потрібний кисень.

Запитання та завдання



1. Який клас неорганічних сполук має найбільше число способів одержання?
2. Деякі солі одержують витискуванням менш активного металу з його солі більш активним. А чи є приклади одержання солей витискуванням менш активного неметалу з його солі більш активним неметалом?
3. Чи існують способи добування солей тільки за участі оксидів?
4. Складіть рівняння реакцій, які характеризують щонайменше п'ять способів добування солей взаємодією оксидів (основних, амфотерних, кислотних) із кислотами та основами.
5. За допомогою рівнянь яких реакцій можна передати такі перетворення?
 - а) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$;
 - б) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3$;
 - в) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
 - г) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO}$;
 - г) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$;
 - д) $\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$;
 - е) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$.

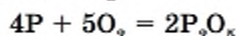


Так, для металу, що утворює розчинний у воді оксид, генетичний зв'язок з іншими класами, а також із неметалами можна подати у вигляді схеми 18 і відповідних рівнянь реакцій.

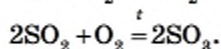
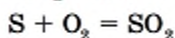
Для металу, що утворює нерозчинний у воді оксид, ланцюжки перетворень подано на схемі 19.

Переходи від однієї речовини (простої або складної) до іншої, подібні до поданих на схемі, можуть здійснюватися внаслідок перебігу однієї хімічної реакції, а можуть — унаслідок кількох послідовних реакцій.

Наприклад, перехід від фосфору до фосфор(V) оксиду можна здійснити за допомогою однієї реакції:

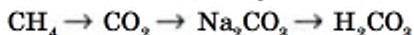


а перехід від сульфуру до сульфур(VI) оксиду можливий лише за допомогою двох послідовних реакцій:

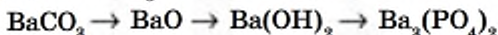




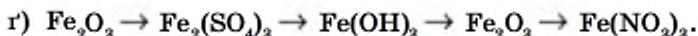
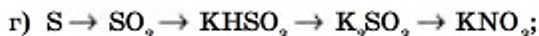
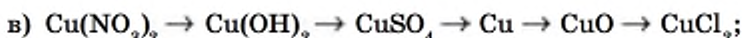
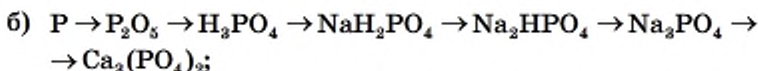
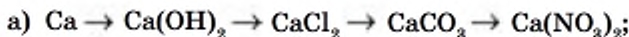
- Користуючись наведеними схемами, складіть схеми генетичного зв'язку для таких пар хімічних елементів: а) Mg і P; б) Cu і S.
- Складіть рівняння реакцій, які можливі між речовинами, наведеними в схемах 18 і 19.
- Яка маса карбонатної кислоти може утворитися в результаті ланцюжка перетворень, якщо для її одержання використали порцію метану CH_4 масою 56 г?



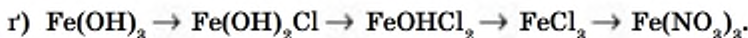
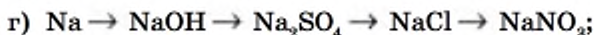
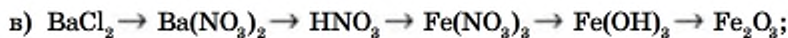
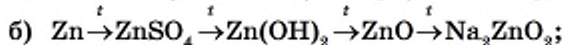
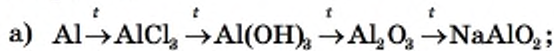
- Яка маса барій ортофосфату утвориться в результаті ланцюжка перетворень, якщо для його одержання використали порцію BaCO_3 масою 236,4 г?



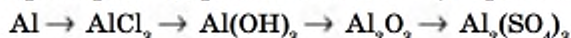
- Складіть рівняння реакцій, які відображали б такі перетворення:



- Складіть рівняння реакцій, які відображали б такі перетворення:



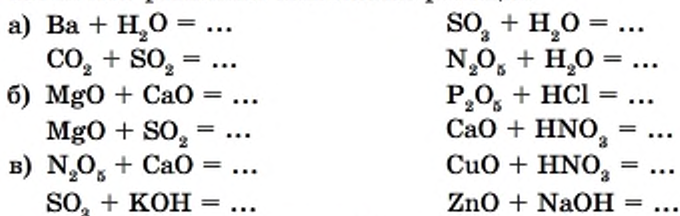
- Яку масу алюмінію використали, якщо внаслідок послідовних перетворень одержали алюміній сульфат масою 171 г?



- *8. Унаслідок взаємодії 0,5 моль розведеної H_2SO_4 з магнієм утворилася сіль і виділилася газувата речовина. Яку масу цієї солі та який об'єм (н. у.) газу одержали?

- *9. Яка маса калію прореагувала з 18 г води, якщо в результаті реакції виділилася газувата речовина об'ємом 5,6 л (н. у.)? Яку кількість речовини луку внаслідок цього отримали?
10. У ряду оксидів $\text{SO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{MgO}$ відбувається зміна властивостей:
- А від основних до амфотерних
 - Б від амфотерних до кислотних
 - В від кислотних до основних
 - Г від кислотних до амфотерних
11. У якому ряду розташування гідроксидів відповідає такій послідовності: кислота, амфотерний гідроксид, основа?
- А H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - Б $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2CrO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 - В H_3BO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, HBO_2
 - Г $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- *12. Через розчин натрій гідроксиду пропустили 8,96 л (н. у.) сульфур(IV) оксиду. Яке число молей натрій гідроксиду вступило в реакцію та яка маса солі утворилася?
13. Правильним є твердження:
- А оксигеновмісні кислоти не належать до гідроксидів
 - Б гідроксиди, утворені металічними елементами, можуть бути кислотними, амфотерними й основними
 - В неметалічні елементи неспроможні утворювати гідроксиди ані основного, ані амфотерного, ані кислотного характеру
 - Г гідроксиди будь-якого металічного елемента спроможні виявляти виключно основні властивості
14. У якому ряду кислоти розташовані в такій послідовності: одноосновна \rightarrow двоосновна \rightarrow триосновна?
- А Сульфідна, сульфатна, карбонатна
 - Б нітратна, карбонатна, ортофосфатна
 - В нітритна, метафосфатна, хлоридна
 - Г ортоборатна, нітратна, сульфатна
- *15. Визначте масу натрій гідроксиду й об'єм водню (н. у.), які утворяться внаслідок взаємодії 0,6 моль води з натрієм.

16. Закінчіть рівняння можливих реакцій:



17. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити ланцюг таких перетворень:

А вуглець \rightarrow карбон(IV) оксид \rightarrow карбонатна кислота \rightarrow натрій карбонат

Б кальцій \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій карбонат \rightarrow карбон(IV) оксид \rightarrow карбонатна кислота

В фосфор \rightarrow фосфор(V) оксид \rightarrow ортофосфатна кислота \rightarrow натрій ортофосфат \rightarrow кальцій ортофосфат \rightarrow ортофосфатна кислота

Г натрій \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій карбонат \rightarrow натрій сульфат \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій цинкат

18. Обчисліть об'єм водню (н. у.), який виділиться в разі розчинення 6 г магнію в хлоридній кислоті. Яка маса солі утвориться?

§ 64. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів або продуктів реакції за відомими даними про реагенти, один з яких узятий з надлишком

Якщо відомо маси або об'єми декількох речовин, що вступають у реакцію, то кількість речовини продукту реакції потрібно визначати тільки за одним із реагентів, а саме за тим, який витрачається повністю. Усі інші речовини залишаться в надлишку.

Для того щоб дізнатися, яка з речовин прореагує повністю, потрібно порівняти кількості речовин, поділені на відповідні коефіцієнти в рівнянні реакції. Речовина, для якої це відношення найменше, повністю витрачається.

Приклади розв'язування задач



Приклад 1. Обчисліть масу ферум(III) хлориду, який утворюється внаслідок взаємодії 22,4 г заліза з 17,92 л (н. у.) хлору.

Дано:

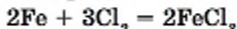
$$m(\text{Fe}) = 22,4 \text{ г}$$

$$V(\text{Cl}_2) = 17,92 \text{ л}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



Визначимо кількість речовини кожного з реагентів:

$$v(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} \quad \text{і} \quad v(\text{Cl}) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m};$$

$$v(\text{Fe}) = \frac{22,4 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль};$$

$$v(\text{Cl}_2) = \frac{17,92 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,8 \text{ моль.}$$

Згідно з рівнянням реакції 2 моль заліза реагують із 3 моль Cl_2 , а 0,4 моль заліза мають вступити в реакцію з x моль Cl_2 . Складемо пропорцію:

$$\frac{2}{0,4} = \frac{3}{x}; \quad x = \frac{0,4 \cdot 3}{2} = 0,6,$$

тобто $v(\text{Cl}_2) = 0,6$ моль. Отже, хлор узято з надлишком, а залізо прореагує повністю.

Обчислення маси ферум(III) хлориду проводимо за кількістю речовини заліза:

$$v(\text{Fe}) = v(\text{FeCl}_3) = 0,4 \text{ моль};$$

$$m(\text{FeCl}_3) = v(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) = \\ = 0,4 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 65 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{FeCl}_3) = 65 \text{ г.}$

Приклад 2. Яка кількість речовини натрій гідроксиду та який об'єм (н. у.) водню утворяться внаслідок взаємодії 16,1 г натрію і 14,4 г води?

Дано:

$$m(\text{Na}) = 16,1 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 14,4 \text{ г}$$

$$v(\text{Na}) = ?$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



Визначимо кількість речовини кожного з реагентів:

$$v(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{16,1 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,7 \text{ моль};$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{14,4 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль.}$$

Згідно з рівнянням реакції 2 моль натрію реагують із 2 моль води, а 0,7 моль натрію мають вступити в реакцію з x моль H_2O . Складемо пропорцію:

$$\frac{2}{0,7} = \frac{2}{x}; \quad x = \frac{0,7 \cdot 2}{2} = 0,7,$$

тобто $v(H_2O) = 0,7$ моль. Отже, воду взято з надлишком, а натрій прореагує повністю.

Із 2 моль натрію утворюється 2 моль натрій гідроксиду (за рівнянням), а з 0,7 моль натрію утворюється y моль натрій гідроксиду:

$$\frac{2}{0,7} = \frac{2}{y}.$$

Отримаємо: $y = 0,7$ моль, тобто $v(Na) = 0,7$ моль.

Обчислення об'єму (н. у.) водню також здійснюємо за натрієм:

$$v(H_2) = \frac{1}{2}v(Na) = \frac{1}{2} \cdot 0,7 \text{ моль} = 0,35 \text{ моль};$$

$$V(H_2) = v(H_2) \cdot V_m;$$

$$V(H_2) = 0,35 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 7,84 \text{ л}.$$

Відповідь: $v(Na) = 0,7$ моль; $V(H_2) = 7,84$ л.

Запитання та завдання



- Обчислення маси, об'єму (н. у.) або кількості речовини всіх учасників реакції здійснюють за речовиною, яку дано за умовою задачі: а) у надлишку; б) у недостатці; в) за будь-якою на вибір. Яке з тверджень правильне?
- Як визначають речовину, яку для проведення реакції взято в недостатці?
- *3. Який об'єм (н. у.) водню виділиться під час взаємодії $1,204 \cdot 10^{23}$ атомів Цинку, що містяться в порції порошку цинку, з хлоридною кислотою? Яка маса солі при цьому утвориться?
- *4. До розчину, що містить 4,25 г аргентум(I) нітрату, додали 0,9 г магнію. Скільки атомів Аргентуму утвориться і чи залишиться ще сіль Аргентуму(I) у розчині після закінчення реакції?
5. У розчин нітратної кислоти помістили 15,3 г барій оксиду. Яку масу солі отримали? Скільки молекул нітратної кислоти вступило в реакцію?
- *6. Є розчин, що містить 0,4 моль натрій гідроксиду, і розчин, який містить 0,25 моль сульфатної кислоти. Яку масу кислоти потрібно витратити на його повну нейтралізацію та скільки молекул води утворяться в результаті цієї реакції?

7. Розчин, який містив 20 г сульфатної кислоти, обробили розчином, що містить 0,2 моль барій хлориду. Яка маса сульфатної кислоти вступить у реакцію та яка кількість речовини солі утвориться?
8. Який об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду має вступити в реакцію із 45 г кальцій оксиду, щоб утворилося 0,75 моль солі?
9. Яке число молекул сульфур(VI) оксиду має вступити в реакцію з 11,8 г калій гідроксиду, щоб маса утвореної солі становила 8,7 г?
10. Яка кількість речовини натрій гідроксиду знадобиться для добування купрум(II) гідроксиду масою 24,5 г з купрум(II) нітрату масою 49 г?
11. Яка кількість речовини нерозчинної солі утвориться внаслідок змішування розчину, що містить 20 г магній сульфату, і розчину, який містить 20 г кальцій нітрату?
12. Який об'єм (н. у.) хлору має вступити в реакцію з 28,8 г порошкоподібної міді, щоб у підсумку отримати сіль кількістю речовини 0,4 моль?
- *13. Яку масу середньої солі можна добути дією надлишку сульфатної кислоти на 53,5 г ферум(III) гідроксиду?
14. У надлишок розчину плюмбум(II) нітрату занурили пластинку з цинку масою 13 г. Яка маса свинцю може відновитися, якщо цинк повністю вступив у реакцію відповідно до його положення у витискувальному ряду металів? До якого типу реакцій її можна віднести?
15. Кальцій карбонат масою 20 г обробили розчином, який містить у надлишку хлоридну кислоту. Яка кількість речовини солі та який об'єм (н. у.) газу утворилися?

Виконуючи тестові завдання самостійно, ви зможете перевірити свої знання щодо основних класів неорганічних сполук.

- Кальцій оксид спроможний взаємодіяти з кожною з трьох сполук, хімічні формули яких наведені в ряду
 - SO_2 , H_2O , K_2O
 - NaOH , HCl , MgO
 - HNO_3 , N_2O_5 , H_2O
 - $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, FeCl_3 , KOH
- Карбон(IV) оксид спроможний взаємодіяти з кожною з трьох сполук, хімічні формули яких наведені в ряду
 - HNO_3 , NaOH , CaCl_2
 - MgO , HCl , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2O , H_2O
 - H_2SO_4 , NaCl , SO_2
- Алюміній оксид спроможний взаємодіяти з кожною з трьох сполук, хімічні формули яких наведені в ряду
 - HNO_3 , NaOH , SO_3
 - FeO , NaNO_3 , H_2SO_4
 - CaO , KOH , CuSO_4
 - ZnO , H_2O , HNO_3
- На продукт реакції повного згоряння 4,8 г вуглецю поділяли розчином натрій гідроксиду й отримали середню сіль масою
 - 34,8 г
 - 38,6 г
 - 42,4 г
 - 46,4 г
- Калій гідроксид у водному розчині взаємодіє з кожною з трьох солей, хімічні формули яких наведені в ряду
 - $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , BaCl_2
 - KCl , FeSO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - CuSO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, MnCl_2
 - CaCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, NaCl
- Натрій гідроксид взаємодіє з кожною зі сполук, назви яких наведені в ряду
 - кальцій оксид і калій гідроксид
 - сульфур(IV) оксид і хлоридна кислота
 - манган(II) оксид і ферум(III) сульфат
 - карбон(IV) оксид і калій метасилікат

7. Цинк гідроксид взаємодіє з кожною зі сполук, хімічні формули яких наведені в ряду
- А NaOH, HCl, CaCO₃
 - Б HNO₃, H₂SiO₃, CuSO₄
 - В Ba(OH)₂, Mg(NO₃)₂, H₂SO₄
 - Г KOH, HNO₃, SO₂
8. Для одержання 18,5 г кальцій гідроксиду Ca(OH)₂ із CaO витратили $1,505 \cdot 10^{23}$ молекул води. Яке число молекул води необхідне для добування NaOH і Ba(OH)₂ такої самої маси з відповідних оксидів?
- А $1,4 \cdot 10^{23}$ і $6,5 \cdot 10^{23}$ молекул
 - Б $1,8 \cdot 10^{23}$ і $6,9 \cdot 10^{23}$ молекул
 - В $2,2 \cdot 10^{23}$ і $7,3 \cdot 10^{23}$ молекул
 - Г $2,6 \cdot 10^{23}$ і $7,7 \cdot 10^{23}$ молекул
9. Цинк оксид взаємодіє з кожною зі сполук, хімічні формули яких наведені в ряду
- А KOH, MgCO₃, Ni
 - Б BaO, SO₂, S
 - В H₂SO₄, Ca(OH)₂, MgO
 - Г Al(OH)₃, Ag, CO₂
10. Розведена сульфатна кислота реагує з усіма сполуками ряду
- А MgCl₂, CO₂, Ba(NO₃)₂
 - Б Na₂CO₃, KOH, Ni
 - В Cu, MgO, N₂O₅
 - Г SiO₂, KNO₃, Fe(OH)₂
11. Для одержання $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул ортофосфатної кислоти витратили фосфор(V) оксид масою 21,3 г. Які маси відповідних оксидів необхідні для отримання H₂SO₄ і HNO₃ з таким самим числом молекул?
- А 29,4 і 21,6 г
 - Б 27,6 і 19,8 г
 - В 25,8 і 18,0 г
 - Г 24,0 і 16,2 г
12. Якою речовиною потрібно подіяти у водному розчині на магній гідросульфат, щоби перетворити його на магній сульфат?
- А SO₃
 - Б N₂O₅
 - В MgO
 - Г SO₂

13. У якій з реакцій можливе утворення основної солі?
- А $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 Б $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 В $\text{KOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$
 Г $\text{LiOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
14. У якій з реакцій можливе утворення кислотної солі?
- А $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 Б $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 В $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 Г $\text{KOH} + \text{HBr} \rightarrow$
15. Сполука складу $\text{Ca}(\text{HS})_2$ має назву
- А кальцій дигідроксосульфід
 Б кальцій гідрогенсульфід
 В кальцій гідроксосульфід
 Г кальцій дигідрогенсульфід
16. Нітроген(IV) оксид має хімічну формулу
- А NO
 Б N_2O_3
 В NO_2
 Г N_2O_5
17. Сполука складу $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ має назву
- А магній гідроксокарбонат
 Б магній карбонат
 В магній гідрогенкарбонат
 Г магній дигідроксокарбонат
18. Розчин якої із солей взаємодіє із залізом?
- А розчин CaCl_2
 Б розчин Na_2CO_3
 В розчин CuSO_4
 Г розчин $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
19. Унаслідок дії хлоридної кислоти на суміш порошкоподібного магнію та його оксиду масою 6,4 г виділилося 2,24 л (н.у.) водню. Яка маса солі утворилася в результаті реакції?
- А 19 г
 Б 25 г
 В 31 г
 Г 37 г
20. До розчину, що містив 0,1 моль сульфатної кислоти, додали 0,05 моль магній гідроксиду, а потім розчин повністю випарували. Яка сіль та якою масою утворилася?
- А MgSO_4 масою 13,4 г
 Б MgSO_4 масою 12 г
 В $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ масою 10,9 г
 Г MgSO_4 масою 9,6 г

Найважливіше в розділі 5

- Складні речовини, або хімічні сполуки, поділяють на такі основні класи: оксиди, кислоти, основи, солі, амфотерні гідроксиди.
- Оксиди — сполуки, які складаються з двох хімічних елементів, один з яких Оксиген. Більшість оксидів реагує або з кислотами, або з лугами з утворенням солі та води. Оксиди, які реагують тільки з лугами, називають кислотними. Будь-якому кислотному оксиду відповідає кислота. Оксиди, які реагують тільки з кислотами, називають основними. Кожному такому оксиду відповідає основа. Оксиди, що спроможні взаємодіяти як з основами, так і з кислотами, називають амфотерними. За певних умов кислотні оксиди можуть взаємодіяти з основними й амфотерними оксидами, а основні оксиди — з кислотними та амфотерними оксидами.
- Кислоти складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на атоми металічних елементів, і кислотних залишків. Кислоти мають кислий смак, змінюють забарвлення індикаторів, взаємодіють з активними металами, основними й амфотерними оксидами, основами та амфотерними гідроксидами. У всіх цих реакціях утворюються солі. За певних умов кислоти реагують із солями.
- Основи складаються з атомів металічних елементів, з'єднаних із гідроксильними групами. Число гідроксильних груп у складі основ дорівнює валентності металічних елементів. Розчинні у воді основи називають лугами. Їх розчини їдкі й милкі на дотик, вони змінюють забарвлення індикаторів. Луги можна отримати під час взаємодії активного металу або оксиду цього металічного елемента з водою. Усі основи реагують із кислотами (реакція нейтралізації), а луги — ще і з кислотними й амфотерними оксидами та амфотерними гідроксидами, а якщо утворюється осад — із розчинами солей.
- Солі складаються з атомів металічних елементів і кислотних залишків. Їх можна вважати продуктом заміщення атома Гідрогену кислоти на металічний елемент або продуктом заміщення гідроксильних груп основи на кислотні залишки. Солі вступають у такі реакції: активніший метал (нерозчинний у воді і такий, що у витискувальному ряду металів стоїть після магнію, у тому числі й останній) витискує менш активні з розчинів їхніх солей. Солі спроможні вступати також у реакції обміну з іншими солями, розчинами кислот і лугів. Реакції обміну відбуваються, якщо в результаті утворюється осад, газувата речовина або вода.
- Речовини різних класів генетично взаємозв'язані.

Правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії

1. Під час виконання дослідів будьте якомога більш обережними, щоб не спричинити нещасного випадку. Підтримуйте чистоту та порядок на робочому місці.
2. Докладно вивчіть опис дослідів. Виконуйте лише ті хімічні дослідів, які подано в описі.
3. Працюйте в кабінеті хімії в захисному халаті, окулярах та рукавичках.
4. Уважно прочитайте етикетку з назвою або формулою на посудині з реактивом, який потрібен для дослідів. Не використовуйте посудини з реактивами, на яких немає етикеток.
5. Реактиви для дослідів беріть спеціальними шпателями, ложечками або пінцетами в кількостях, які зазначено в описі дослідів.
6. Беріть порцію речовини у твердому стані такої маси, щоб вона тільки вкрила дно пробірки, а порцію рідини — об'ємом не більш ніж $1/6$ об'єму пробірки.
7. Надлишок взятого реактиву не зсипайте (не зливайте) назад у посудину, де його зберігали, а поміщайте лише в спеціальні склянки.
8. Відкривши банку з реактивом, кладіть корок на стіл догори низом.
9. Коли наливаєте рідину, беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка була спрямована вгору, і знімайте корком краплю з шийки посудини.
10. Закрийте відразу корком посудину, з якої узяли реактив, і поставте її на місце.
11. Не пробуйте реактиви на смак.
12. Нюхайте речовини обережно, тримаючи посудину на відстані та спрямовуючи до себе пару чи газ рухами долоні.
13. Користуйтеся пробіркодержачем під час нагрівання розчинів у пробірці. Стежте за тим, щоб отвір пробірки був спрямований у бік від вас та інших осіб, тому що рідина внаслідок перегрівання може вихлюпнутися з пробірки.
14. Ніколи не нагрівайте пробірку тільки знизу, треба рівномірно прогрівати всю пробірку та її вміст.

15. Під час нагрівання рідини стежте за тим, щоб стінки посудини не перегрівалися, оскільки посудина може тріснути.
16. Будьте особливо обережними під час роботи з дугами та кислотами. У разі потрапляння розчину дугу чи кислоти на руки або в очі негайно змийте його великою кількістю води.
17. Будьте дуже обережними під час роботи з нагрітими та електричними приладами.
18. Зливайте відпрацьовані реактиви після їх нейтралізації в раковину або спеціальну посудину, а цінні реактиви — у спеціальний хімічний посуд.
19. Після закінчення роботи приберіть своє робоче місце та ретельно вимийте руки.

Практична робота 1

Хімічні явища

Реактиви: мідна пластинка (або дріт), залізний цвях, залізни ошурки, гідроген пероксид, манган(IV) оксиду, розчин купрум(II) сульфату, розчин калій йодиду, кальцій карбонат, розбавлена кислота (хлоридна або нітратна).

Обладнання: пробірки, скляні палички, ніж, пінцет, шпатель, спиртівка.

Мета роботи: спостерігати явища, якими супроводжуються хімічні реакції.

Хід роботи

I. Проведіть досліди.

Дослід 1. Прожарте в полум'ї мідну пластинку або дріт. Потім витягніть із полум'я, зіскребіть ножом на клаптик паперу чорний наліт, що утворився на поверхні пластинки. Повторіть це декілька разів.

Порівняйте фізичні властивості утвореного чорного порошку і металічної міді: *агрегатний стан, колір, металічний блиск, пластичність.*

Яке явище ви спостерігали в цьому досліді? До якого типу хімічних реакцій відносять цю реакцію? Складіть рівняння реакції.

Дослід 2. Налийте в пробірку приблизно 1 см³ гідроген пероксиду H₂O₂ і додайте його у пробірку, що містить трохи манган(IV) оксиду MnO₂. Що ви спостерігаєте? Опустіть у пробірку тріску, що жевріє. Скіпка загоряється. Який газ виді-

ляється? Які зовнішні ефекти підтверджують, що відбулася хімічна реакція? Дізнайтеся про роль MnO_2 , склад якого при цьому не змінюється.

Дослід 3. Налийте в пробірку розчин купрум(II) сульфату $CuSO_4$ (не більше чверті її об'єму) і занурте у нього очищений залізний цвях. Чи змінюється колір поверхні гвіздка? Вийміть гвіздок із розчину, роздивіться його. Насипте в той самий розчин трохи залізних ошукрок. Що спостерігаєте? Забарвлення розчину змінюється: з якого кольору на який? Чому? Які ознаки свідчать, що відбулася хімічна реакція? Складіть рівняння хімічної реакції. Який з досліджених металів найбільш активний?

Дослід 4. Невелику порцію подрібненого кальцій карбонату (крейди чи мармуру) покладіть у пробірку і додайте до нього по краплях розбавлену кислоту (хлоридну або нітратну). Що ви спостерігаєте? Якими зовнішніми ефектами супроводжується проведена хімічна реакція?

Складіть звіт за такою таблицею.

№ з/п	Назва досліді	Рівняння реакції	Спостереження ознак її перебігу	Висновки (що доведено за допомогою досліді)

II. Дайте відповіді на запитання.

1. Визначте, які явища слід віднести до фізичних, а які до хімічних: а) розтавання льоду; б) випарювання води; в) горіння свічки; г) утворення нальоту на посудині після висихання природної води; ґ) пожовтіння листя на деревах; д) перегорання вольфрамової нитки в лампі розжарювання; е) горіння магнію; є) плавлення заліза; ж) виготовлення з мідного дроту спіралі; з) кристалізація цукру в результаті вимерзання води; и) світіння бенгальського вогню; і) іржавіння виробів із заліза.

2. Наведіть приклади хімічних явищ, перебіг яких відбувається: а) під дією світла; б) під час нагрівання.

Практична робота 2

Дослідження властивостей

основних класів неорганічних сполук

Реактиви: кальцій оксид, цинк оксид, сильно газована вода, хлоридна кислота з $w(\text{HCl}) = 20\%$, розчин «вапняної води»; стружки магнію, гранули цинку й міді, розведена сульфатна кислота з $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25\%$, розчин лакмусу, гранули натрій гідроксиду, порошкоподібні $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і $\text{Cu}(\text{OH})_2$; карбон(IV) оксид CO_2 , розчини купрум(II) хлориду, калій гідроксиду, ферум(III) хлориду, магній нітрату, купрум(II) сульфату, магній сульфату.

Обладнання: пробірки, скляні палички, годинникове скло, апарат Кіппа.

Мета роботи: дослідити властивості основних класів неорганічних сполук.

Хід роботи

I. Проведіть досліди.

Дослід 1. Дослідження властивостей оксидів

Помістіть у пробірки 1 і 2 кальцій оксид, у пробірки 3 й 4 — цинк оксид, у пробірки 5 і 6 — сильно газовану воду.

Прилийте в пробірки 1, 3 та 5 хлоридну кислоту з масовою часткою $w(\text{HCl}) = 20\%$.

Що спостерігаєте в пробірках 1 та 3? у пробірці 5?

Прилийте у пробірки 2 і 4 розчин натрій гідроксиду, а в пробірку 6 — розчин «вапняної води». Що спостерігаєте в пробірці 6? Що відбулося в пробірці 4? Чому в пробірці 2 не відбувається ніяких змін?

Дослід 2. Дослідження властивостей кислот

Помістіть в одну пробірку одну-дві стружки магнію, у другу й третю відповідно по одній-дві гранули цинку та міді. Прилийте в кожну пробірку розчин розведеної сульфатної кислоти з масовою часткою $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25\%$. Що відбувається з металами у двох перших пробірках? Який газ при цьому виділяється? Чому змін у третій пробірці не відбулося?

В інші три пробірки помістіть по 2–3 краплі розчину лакмусу й додайте в одну пробірку гранулу NaOH , у другу — невелику порцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$, у третю — невелику порцію $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Що спостерігаєте? Чи змінилося забарвлення індикатора? Приливайте в кожну пробірку по краплях розчин розведеної сульфатної кислоти. Що спостерігаєте? Чи з різною швидкістю відбувається зміна забарвлення індикатора? Чому?

Дослід 3. Дослідження властивостей основ

Покладіть по 2–3 гранули натрій гідроксиду на годинникове скло й залишіть його на повітрі. За 15–20 хв спостерігайте зміни, що відбулися зі зразками лугу. Які зміни відбулися й чому?

У пробірку з розчином кальцій гідроксиду пропустіть з апарата Кіппа карбон(IV) оксид. Що спостерігаєте? Чому?

Прилийте в одну з пробірок розчин купрум(II) хлориду, а в другу — розчин калій гідроксиду. Що спостерігаєте в кожному із цих випадків? Чому?

Дослід 4. Дослідження властивостей солей

У дві пробірки налийте розчин NaOH. Прилийте в одну з пробірок розчин ферум(III) хлориду, а в другу — розчин магній нітрату. Що спостерігаєте? Чому?

Прилийте в третю пробірку розчин купрум(II) сульфату, а в четверту — магній сульфату. Додайте до цих розчинів по гранули цинку. Що спостерігаєте? Чому?

II. Складіть звіт за такою таблицею.

Дослідження властивостей		(формула речовини)		
№ з/п	Назва досліді	Рівняння реакції	Спостереження ознак її перебігу	Висновки (що доведено за допомогою досліді)

Практична робота 3

Добування цинк гідроксиду та доведення його амфотерності

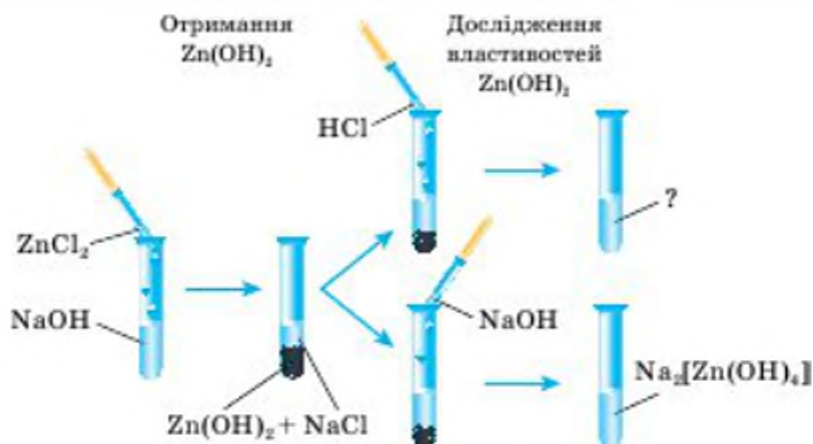
Реактиви: розчин цинк хлориду, розчин натрій гідроксиду, розчин хлоридної кислоти.

Обладнання: дві пробірки, штатив для пробірок, три піпетки.

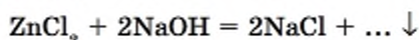
Мета роботи: одержати цинк гідроксид і довести наявність його кислотних та основних властивостей.

Хід роботи

Добування основи $Zn(OH)_2$ та доведення її амфотерності здійснюють за такою схемою.

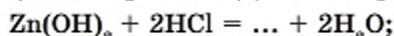


1. У пробірку з розчином лугу $NaOH$ додайте розчин солі $ZnCl_2$. Спостерігайте утворення білого драглистого осаду. Доповніть рівняння реакції:



2. Злийте після відстоювання розчин солі $NaCl$, яка утворилася одночасно з осадом нерозчинної основи $Zn(OH)_2$. Частину одержаного цинк гідроксиду перенесіть у другу пробірку та дослідіть його хімічні властивості:

а) в одну з пробірок до нерозчинної основи додайте розчин хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? Доповніть рівняння реакції:

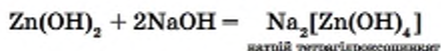


б) випарте одержаний розчин. Що спостерігаєте?

Які властивості — кислотні чи основні — виявляє цинк гідроксид у реакції з кислотою?

в) у другу пробірку із цинк гідроксидом додайте розчин лугу. Що спостерігаєте?

За звичайних умов реакція відбувається за рівнянням:



Які властивості — кислотні чи основні — виявляє цинк гідроксид у реакції з основою?

3. Проаналізуйте одержаний результат: за звичайних умов утворився розчин натрій тетрагідроксоцинкату — комплексної сполуки.

4. Звіт про виконану роботу оформіть у вигляді таблиці.

Добування і доведення амфотерності		(формула речовини)		
№ з/п	Назва досліду	Рівняння реакції	Спостереження ознак її перебігу	Висновки (що доведено за допомогою досліду)

Практична робота 4

Розв'язування експериментальних задач

Реактиви: мідь (мідна пластинка), алюміній і мідь (ошурки), алюміній оксид, натрій хлорид, кальцій оксид, розчин натрій сульфату, лугу, кислоти, магній гідроксид, магній оксид, купрум(II) оксид, ферум(III) сульфат, цинк оксид, індикатори.

Обладнання: хімічний посуд.

Мета роботи: застосувати набуті знання до розв'язування експериментальних задач з теми.

Хід роботи

Учотирьох розподіліть між собою по 2–3 задачі. Після розв'язування оформіть їх у зошиті, обговоріть та оцініть роботу один одного.

Уважно прочитайте умову задачі, складіть план експерименту, проведіть його за допомогою виданих вам реактивів, складіть рівняння відповідних реакцій.

Задача 1. За допомогою якого з хімічних реактивів можна обчистити поверхню мідної пластинки від нальоту? Зробіть це й поясніть. Візьміть до уваги те, що до складу нальоту входить суміш $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і CuCO_3 , а також CuO .

Складіть рівняння відповідних реакцій.

Задача 2. Вам видано суміш ошурків алюмінію та міді. За допомогою неорганічних речовин якого класу можна відділити від цієї суміші ошурки міді?

Яким рівнянням реакції це можна підтвердити?

Задача 3. Вам видано суміш порошкоподібних речовин білого кольору алюміній оксиду, натрій хлориду та кальцій оксиду.

Як можна визначити, що в цій суміші є кальцій оксид? Яким рівнянням реакції і яким індикатором це можна підтвердити?

Задача 4. Яким чином можна визначити, у яких пробірках, виданих вам, міститься розчин натрій сульфату, розчин лугу, розчин кислоти?

Яким індикатором краще скористатися під час розв'язування цієї задачі?

Задача 5. Як дослідним шляхом підтвердити, що магній гідроксид виявляє основні властивості?

Якими рівняннями це можна підтвердити?

Задача 6. Як дослідним шляхом підтвердити, що магній оксид виявляє основні властивості?

Якими рівняннями це можна підтвердити?

Задача 7. Якщо ви маєте купрум(II) оксид, то як з нього можна одержати купрум(II) нітрат?

Якими рівняннями це можна підтвердити?

Задача 8. Якщо ви маєте ферум(III) сульфат, то як з нього можна одержати ферум(III) гідроксид?

Якими рівняннями це можна підтвердити?

Задача 9. Якщо ви маєте цинк оксид, то як з нього можна одержати цинк сульфат?

Якими рівняннями це можна підтвердити?

Задача 10. Якщо ви маєте алюміній оксид, то як з нього можна одержати алюміній хлорид?

Якими рівняннями це можна підтвердити?

Задача 11. З якими з наданих речовин буде взаємодіяти хлоридна кислота: Zn, NaOH, Cu(OH)₂, Cu?

Якими рівняннями реакцій це можна підтвердити?

Посилання в Інтернет на цікаві хімічні ресурси

- Вільна енциклопедія Вікіпедія
<http://uk.wikipedia.org>
- Український хімічний портал
<http://www.chemportal.org.ua>
- Портал про хімію для учнів та дорослих
<http://chemistry.about.com>
- Повний опис властивостей хімічних елементів і їхніх сполук
<http://www.webelements.com>
- Міжнародне товариство IUPAC
<http://www.iupac.org>
- Всеукраїнські хімічні олімпіади
<http://www-chemo.univer.kharkov.ua/olympiad.htm>
- Портал «Хімічний світ»
<http://www.chemworld.com.ua>
- Динамічна Періодична система Менделєєва
<http://ptable.com>
- Повний опис властивостей хімічних елементів та їхніх сполук
<http://www.webelements.com>
- Оригінальне візуальне представлення Періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва на сайті Королівської хімічної спілки
<http://www.rsc.org/periodic-table>
- Цікавий електронний науково-популярний журнал про хімію та хіміків, що видається спеціалістами Київського національного університету імені Тараса Шевченка
<http://chemistry-chemists.com>
- Дуже корисна і цікава інформація з хімії на сайті Alhimik
<http://www.alhimik.ru>

Словничок термінів

Атом — це найменша хімічно неподільна частинка речовини.

Атомна орбіталь — частина простору навколо ядра, де найімовірніше перебуває електрон.

Відносна густина газу за іншим газом — відношення молярних або відносних молекулярних мас цих газів.

Головне квантове число — це число, яке позначає номер енергетичного рівня та може набувати тільки цілочислових значень.

Електронегативність елемента — спроможність його атомів притягувати до себе спільні електронні пари в хімічній сполуці.

Електронна формула — запис формули молекули, у якій указано символи елементів, навколо яких точками та хрестиками позначено валентні електрони всіх атомів, а між ними зв'язувальні електронні пари.

Електронна хмара — це стан електрона, який перебуває в просторі навколо ядра атома Гідрогену.

Ізотопи — різновиди атомів одного елемента, що мають однакові заряди ядер, але різні маси (масові числа).

Йонний хімічний зв'язок — це зв'язок, що утворюється в результаті електростатичної взаємодії протилежно заряджених йонів.

Йонні сполуки — це сполуки, які утворилися внаслідок притягання йонів.

Кислоти — сполуки, до складу яких входять кислотні залишки й атоми Гідрогену, спроможні заміщуватися на атоми металічних елементів.

Кількість речовини — порція речовини, що містить певне число атомів, молекул або інших структурних частинок.

Ковалентний хімічний зв'язок — це зв'язок, який виникає в результаті утворення однієї або кількох пар електронів, спільних для двох атомів.

Молекула — найменша частинка речовини, що зберігає її хімічні властивості та складається з атомів, сполучених між собою хімічними зв'язками.

Моль — кількість речовини, що містить таке число структурних частинок (атомів, молекул тощо), яке дорівнює числу атомів у 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Молярна маса — це маса 1 моль речовини.

Молярний об'єм газу — це об'єм 1 моль даного газу.

Оксиди — речовини, що складаються з атомів двох елементів, один з яких — Оксиген.

Основи — це складні речовини, у яких атом металічного елемента сполучений з однією або кількома гідроксильними групами.

Реакція нейтралізації — реакція між кислотою та основою, у результаті якої утворюються сіль і вода.

Реакція обміну — це реакція між двома складними речовинами, під час перебігу якої ці речовини обмінюються між собою своїми складовими, унаслідок чого утворюються дві нові складні речовини.

Солі — це складні речовини, що містять атоми металічного елемента й кислотного залишку.

Структурна формула молекули — це формула, у якій кожному спільному електронну пару зображують рисочкою.

Ступінь окиснення — умовний заряд атома в речовині, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного (до більш неметалічного) атома (унаслідок чого атоми перетворилися б на йони).

Хімічний зв'язок — сукупність сил, які сполучають окремі атоми під час їхнього зіткнення й подальшої взаємодії в молекули, йони або кристали.

Хімія — це наука, одним із найважливіших завдань якої є вивчення механізму утворення, складу й будови речовини.

Відповіді до задач

- § 5. 11. 9,33 %.
12. 200 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, 1800 г води.
13. 15 %.
14. 50 г солі та 150 г води.
15. 45 %.
- § 6. 6. 19,6 г; 3,6 г води.
7. 8 г.
- § 9. 10. Силіцій.
11. P_2O_5 , $w(\text{P}) = 43,7\%$.
12. SO_2 .
13. 39 % Cl, 61 % O.
14. Літій.
- § 28. 1. $1,806 \cdot 10^{24}$ молекул.
2. а) 6,6 г CO_2 ; б) 32 г O_2 ; в) 9,2 г NO_2 .
3. У 7 моль SO_3 ; б) у 6 моль SO_3 .
4. а) $1,204 \cdot 10^{24}$ атомів; $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул; б) $2,408 \cdot 10^{24}$ атомів;
 $1,204 \cdot 10^{26}$ молекул; в) $3,612 \cdot 10^{24}$ атомів; $1,806 \cdot 10^{26}$ молекул.
5. а).
- § 29. 1. а) 17 г/моль; б) 64 г/моль; в) 36,5 г/моль; г) 154 г/моль.
2. а) 4 г; б) 96 г; в) 90 г.
3. а) 2,5 моль; б) 3,2 моль; в) 0,025 моль.
4. а) 64 г/моль; б) 24 г/моль; в) 32 г/моль.
5. а) кисню в 1,7 раза; б) води в 1,8 раза; в) кальцій оксиду в 1,4 раза.
6. а) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул; б) $3,612 \cdot 10^{24}$ молекул; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул.
7. 49 г; 1 моль атомів Гідрогену, 0,5 моль атомів Сульфуру та 4 моль атомів Оксигену.
8. а) $3,612 \cdot 10^{24}$ атомів; б) $3,01 \cdot 10^{23}$ атомів.
9. а) 5 моль атомів Натрію; б) 115 г.
10. а) $1,204 \cdot 10^{24}$ атомів Гідрогену; б) $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену.
11. а) 152 г; б) 96 г; в) 98 г.
12. а) 15,2 г; б) 0,1 моль; в) 152 г/моль.
13. а) 19,2 г; б) 0,6 моль; в) $3,612 \cdot 10^{23}$; Al_2S_3 , 150 г/моль.
- § 30. 1. а) $5,65 \cdot 10^{-5}$ г H_2S ; б) $5,6 \cdot 10^{-10}$ г; в) 1430 г Mn; г) $1,25 \cdot 10^{-19}$ г N_2 .
2. $2,5 \cdot 10^{10}$ моль.
3. 872 г.
4. $1,2 \cdot 10^{26}$ атомів.
5. $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул водню та $3,01 \cdot 10^{24}$ молекул кисню.
6. У 16 г CH_4 .
7. В 11,2 г заліза.
8. Кисень.
9. Срібло.
10. а) $7,1 \cdot 10^{-8}$ г; б) 742 г; в) $8,8 \cdot 10^6$ г.

- § 31 1. 64 г/моль; 64.
 2. $3,612 \cdot 10^{24}$ атомів Феруму; 2 моль Fe_2O_3 .
 3. $4,816 \cdot 10^{23}$ атомів Аргентуму; $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 .
 4. 1,5 моль H_2O та 33 г CO_2 .
 5. У масовому відношенні 9 : 16.
 6. Утвориться 1 моль P_2O_5 , витратиться 2,5 моль O_2 .
 7. 30 г.
 8. а) 32,4 г; б) 54,4 г; в) 38,8 г.
- § 32 4. а) ні; б) так; в) так.
 5. а) 6,4 г O_2 ; б) 38,4 г SO_2 ; в) 5,475 г HCl ; г) 4 г CH_4 .
 6. а) 8,96 л Cl_2 ; б) 13,44 л HI ; в) 44,8 л O_2 .
 7. 80.
 8. 44 г/моль.
 9. 22,4 л.
 10. NO_2 .
 11. 13,2 г.
 12. 4,4 %.
 13. 24,87 %.
- § 33. 3. 2,857 г/л.
 4. 0,76 г/л; 0,61; 0,59; $2,8 \cdot 10^{-26}$ кг.
 5. 2,207.
 6. 2,41 г/л; 3,374.
 7. SiH_4 .
 8. 168; $2,79 \cdot 10^{-25}$ кг.
 9. Чотири — P_4 .
 10. 14; $2,33 \cdot 10^{-26}$ кг.
 11. 2,3.
 12. 19 і 1,31; 14 і 0,965; 17 і 1,172.
- § 34. 9. $7,78 \cdot 10^{23}$ атомів Fe .
 11. SO_2 ; Сульфур.
 12. CaCO_3 ; 100 г/моль.
- § 36. 8. 49,5 %.
 9. CrO_3 .
 10. 0,3 моль H_2O .
 11. а) 5,625 г; б) 15,43 г; в) 1,62 г.
- § 37. 5. 37,8 г кислоти; 49,2 г солі.
 6. 20 г.
 8. 0,1 моль.
- § 38. 7. 20,9 г.
 8. $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 .
 11. а) 0,323 моль Na_2O ; б) 4,48 л CO_2 ; в) $2,94 \cdot 10^{23}$ молекул HNO_3 .
- § 39. 5. 2,04 г Al_2O_3 .
 6. 33,6 г; 8,96 л.
 7. 46,67 %.
 8. 0,2 : 0,4.

- § 40. 12. Сульфур.
- § 41. 4. а) 14,7 г; б) 315 г.
5. 102 г.
6. а) 392 г; б) 588 г.
9. 980 г.
- § 42. 6. 44 %; 29,8 %; 35,9 %; 38,75 % г.
8. 4,48 л.
9. 15,75 г.
- § 43. 9. а) 5,9 г; б) 5,4 г.
10. а) 80 г/моль; б) 81 г/моль; в) 82 г/моль.
- § 44. 6. а) 0,25 моль Fe_2O_3 і 13,5 г H_2O ; б) 0,75 моль BaO і 13,5 г H_2O ;
в) 0,75 моль Na_2O і 13,5 г H_2O .
7. 0,5 моль; 0,5 моль.
- § 45. 7. 0,25 моль H_2SO_4 .
8. 2,5 г;
9. 5,9 г.
10. 2,8 г.
- § 46. 4. 16,25 г.
5. 256,5 г.
6. $9,03 \cdot 10^{23}$ атомів.
7. 4 моль; 8 г.
8. 10,8 г; 0,4 моль.
- § 47. 8. а) 0,3 моль; б) 10,08 л.
12. 2,24 л.
- § 48. 4. $3,612 \cdot 10^{23}$ молекул; б) $1,806 \cdot 10^{23}$ молекул.
5. а) 34 г/моль; б) 80 г/моль; в) 78 г/моль.
7. 39,2 г.
8. а) 12,6 г і $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул; б) 6,3 г і $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул.
- § 49. 9. 62,2 %.
10. Шість.
11. а) 6,9 г; б) 5,4 г.
- § 51. 6. а) 77,5 г; б) 75,67 г.
8. $3,612 \cdot 10^{23}$ молекул.
- § 52. 8. г) 4.
- § 53. 6. $1,806 \cdot 10^{22}$ молекул; 0,06 моль NaOH .
7. $8,7 \cdot 10^{23}$ частинок CaO і $8,7 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O .
- § 54. 6. 13,5 г.
7. $2,408 \cdot 10^{23}$ молекул.
8. 21,3 г.
- § 55. 10. 15,3 г.
12. 96,4 г.
13. 26,88 л.
- § 57. 6. 7,3 г.
7. 8,4 г.
8. 1. а) 24,4 %; б) 17,1 %; 2. а) 76,5 %; б) 11,5 %; 3. а) 43,4 %;
б) 11,3 %; 4. а) 26,5 %; б) 24,5 %.

- § 58. 12. а) 1 : 1; б) 1 : 2; в) 2 : 1.
13. а) 37 : 22; б) 37 : 44; в) 37 : 11.
- § 59. 4. 31 г.
5. 0,6 моль.
6. 12,8 г.
- § 60. 6. $6,02 \cdot 10^{22}$ атомів.
7. 9,85 г.
8. 28,4 г.
9. 0,6 моль; 38,4 г.
- § 61. 7. 15,2 г.
- § 63. 3. 217 г.
4. 240,4 г.
7. 27 г.
8. 60 г солі; 11,2 л газу.
9. 19,5 г калію; 0,5 моль газу.
- § 64. 3. 4,48 л; 27,2 г.
4. $1,505 \cdot 10^{22}$ атомів Ag; не залишиться.
5. 26,1 г солі; $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул.
6. 19,6 г кислоти; $2,408 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O .
7. 19,6 г кислоти; 0,2 моль солі.
8. 16,8 л CO_2 .
9. $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул.
10. 0,5 моль NaOH.
11. 0,122 моль солі.
12. 8,94 л Cl_2 .
13. 100 г.
14. 41,4 г; реакція заміщення.
15. 0,2 моль солі; 4,48 л газу.

Відповіді до тестових завдань

до розділу 1

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Відповідь	В	В	Б	Б	Г	Б	В	Г	В	В

Номер завдання	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Відповідь	А	Г	Б	А	Б	А	В	Г	Б	А

до розділу 2

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Відповідь	Г	В	В	Г	Б	В	Г	Г	А	В

Номер завдання	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Відповідь	Г	В	Г	Б	Б	Г	В	В	В	Г

до розділу 3

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Відповідь	В	Г	А	Б	В	Б	А	А	Г	В

Номер завдання	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Відповідь	А	Г	Б	Г	В	Г	В	А	Г	В

до розділу 4

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Відповідь	В	Б	А	Г	Г	В	Б	В	Б	В

Номер завдання	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Відповідь	В	В	Б	Б	Г	А	В	А	Г	Г

до розділу 5

Номер завдання	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Відповідь	В	В	А	В	В	Б	Г	А	В	В

Номер завдання	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Відповідь	Г	В	А	Б	Б	В	В	В	А	В

Предметний покажчик

А

- Амфотерні гідроксиди 227
- Аніон 105
- Атом 6, 7
- Атомна одиниця маси 8

Б

- Благородні гази 5, 32

В

- Валентність 11
- Вашно гашене 225
- негашене 225
- Вашняна вода 168
- Витискувальний ряд металів 200
- Відносна атомна маса 8
- Відносна густина газу 150
- Відносна молекулярна маса 13
- Вузли кристалічних ґраток 108

Г

- Галогени 31
- Генетичний зв'язок 251
- Гідроксильна група 24
- Головне квантове число 58
- Група 39

Д

- Дейтерій 49
- Довжина зв'язку 98

Е

- Електрон 7, 42
- Електронегативність 97
- Електрони валентні 89
- неспарені 64
- спарені 64
- Електронна густина 51

- Електронна оболонка 7, 43, 53
- Електронна орбіталь 51
- Електронна структура (конфігурація) атома 65
- — — завершена 88
- Електронна формула 65
- Електронна хмара 51
- Енергетичний підрівень 59
- Енергетичний рівень 43
- Енергія йонізації 115
- зв'язку 99

З

- Закон Авогадро 147
- збереження маси речовин 16
- періодичний 36, 43
- сталості складу речовини 110
- Заряд ядра 7, 43

І

- Ізотопи 47
- Індекс 11
- Індикатор 23
- Інертні елементи 32

Й

- Йонний зв'язок 104
- Йонні сполуки 104

К

- Катіон 103
- Кварц 108
- Кислоти 24, 183
- безоксигенові 188
- двоосновні 188
- одноосновні 188
- оксигеновмісні 188
- триосновні 188

Кислотний залишок 183
Кількісний склад речовини 10
Кількість речовини 130
Ковалентний зв'язок 91
Коефіцієнт 11
Кратність зв'язку 94
Кристалічні ґратки 107
— — атомні 109
— — йонні 110
— — молекулярні 109

Л

Лакмус 23
Луги 165
Лужні елементи 31
Лужноземельні метали 33

М

Масова частка елемента 18
— — розчиненої речовини 18
Масове число атома 45
Молекула 5
Моль 131
Молярна маса 133
Молярний об'єм газу 146

Н

Натрій гідроксид 224
Нейтрон 45
Нуклонне число 45

О

Оксид вищий 32
Оксиди 161
— амфотерні 226
— кислотні 24, 106
— несолетворні 165
— основні 165
Орбітальне квантове число 58
Основи 208
— двокислотні 209
— нерозчинні 209
— однокислотні 209
— розчинні 209
— трикислотні 209

П

Період 38
Періодична система 38
— — довга 72
— — коротка 38
Періодичний закон 43
Порядковий номер елемента 45
Протій 49
Протон 44
Протонне число атома 45

Р

Радіоактивні елементи 47
Радіоактивність 49
Радіус атома 74
Реакція нейтралізації 193
— обміну 195
— окиснення 160
— хімічна 15
Речовина 5
Речовини аморфні 107
— кристалічні 107
— прості 8
— складні 9

С

Склад речовини кількісний 10
— — якісний 10
Солі 234
— кислі 235
— основні 235
— середні 235
Спін 59
Спорідненість до електрона 116
Стала Авогадро 131
Стан атома основний 57
— — збуджений 58
Ступінь окиснення 121
Сухий лід 109
Схема реакції 17

Т
Тритій 49

Ф
Формула молекули
структурна 92
— хімічна 11

Х
Хімічне рівняння 17
Хімічні сполуки 9
Хімічний елемент 43

Хімічний зв'язок 89
— — йонний 104
— — ковалентний 91
— — неполярний 91
— — полярний 96
— — одинарний 94
— — подвійний 94

Я
Явища фізичні 15
— хімічні 15
Ядро атома 7
Якісний склад речовини 10

Іменний покажчик

Авогадро А. 131, 135
Бекетов М. М. 202
Берцеліус Й. Я. 30
Гейзенберг В. 45
Іваненко Д. Д. 46
Клечковський В. М. 63
Кюрі П. 49
Лавуазьє А. 16, 30
Ломоносов М. В. 16
Льюїс Г. 94
Менделєєв Д. І. 33–38
Паулі В. 59
Полінг Л. 100
Резерфорд Е. 42, 43, 45
Склодовська-Кюрі М. 49
Содді Ф. 48
Томсон Дж. Дж. 44
Хунд Ф. 63
Чедвік Дж. 44



Зміст

Передмова.....	3
----------------	---

РОЗДІЛ 1

ПОВТОРЕННЯ ТА ПОГЛИБЛЕННЯ ОСНОВНИХ ХІМІЧНИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

§ 1. Хімія — наука про речовини та їхні перетворення. Структурні частинки речовини: молекули, атоми.....	5
§ 2. Хімічні елементи. Поняття про будову атома. Відносна атомна маса Прості і складні речовини. Атоми як форма існування хімічних елементів	7
§ 3. Хімічні формули. Валентність елементів. Відносна молекулярна маса речовини за її формулою.....	10
§ 4. Фізичні і хімічні явища Закон збереження маси речовини. Хімічні рівняння	15
§ 5. Масова частка елемента в складній речовині та розчиненої речовини в розчині	18
§ 6. Поняття про оксиди, кислоти, основи, солі, індикатори.....	22
<i>Тестові завдання</i>	<i>25</i>
<i>Найважливіше в розділі 1</i>	<i>28</i>

РОЗДІЛ 2

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. БУДОВА АТОМА

§ 7. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів. Поняття про лужні та інертні елементи й галогени.....	30
--	----

§ 8. Періодичний закон. Створення періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва.....	33
§ 9. Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.....	38
§ 10. Будова атома. Модель атома Е. Резерфорда. Фізичний зміст періодичного закону.....	42
§ 11. Склад атомних ядер. Атомний номер елемента — заряд ядра його атома	44
§ 12. Ізотопи стабільні і радіоактивні	47
§ 13. Рух електронів в атомі. Електронні орбіталі, їхні форми.....	51
§ 14. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів	53
§ 15. Енергетичні рівні й підрівні. Стан електронів в атомі... ..	57
§ 16. Електронні структури атомів. Принципи мінімальної енергії та Паулі. Правила Клечковського й Хунда	63
§ 17. Порядок заповнення енергетичних рівнів елементів великих періодів. Довга форма періодичної системи хімічних елементів. Поняття про радіус атома.....	71
§ 18. Характеристика елемента за місцем у періодичній системі та будовою атома	78
§ 19. Значення періодичного закону для наукового розуміння природи та розвитку науки	81
<i>Тестові завдання</i>	<i>83</i>
<i>Найважливіше в розділі 2</i>	<i>86</i>

Розділ 6

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

§ 20. Природа хімічного зв'язку.....	88
§ 21. Утворення неполярного ковалентного зв'язку. Електронні та структурні формули молекул речовин.....	91
§ 22. Полярний ковалентний зв'язок. Полярність, довжина, напрямленість ковалентного зв'язку.....	95
§ 23. Йонний зв'язок	103
§ 24. Кристалічна будова речовини.....	107
§ 25. Поняття про енергію йонізації та спорідненість до електрона	114
§ 26. Валентність атомів елементів з точки зору електронних структур атомів та утворення хімічних зв'язків.....	117

§ 27. Ступінь окиснення.....	121
<i>Тестові завдання</i>	125
<i>Найважливіше в розділі 3</i>	128

РОЗДІЛ 4

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

§ 28. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини.....	130
§ 29. Молярна маса речовини.....	133
§ 30. Розрахункові задачі: обчислення числа атомів (молекул) у певній кількості речовини.....	138
§ 31. Розрахункові задачі: обчислення за хімічною формулою молярної маси, маси й кількості речовини	141
§ 32. Молярний об'єм газів. Закон Авогадро.....	146
§ 33. Відносна густина газів.....	149
§ 34. Розрахункові задачі: виведення найпростіших формул речовин за даними кількісного аналізу.....	154
<i>Тестові завдання</i>	156
<i>Найважливіше в розділі 4</i>	159

РОЗДІЛ 5

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

§ 35. Оксиди: їхній склад, назви та фізичні властивості	160
§ 36. Особливості взаємодії оксидів з водою та їхня класифікація.....	164
§ 37. Хімічні властивості оксидів: взаємодія кислотних оксидів з лугами та осно'вних оксидів з кислотами.....	168
§ 38. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами. Поширеність оксидів у природі. Використання оксидів	171
§ 39. Загальні способи добування оксидів.....	176
§ 40. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів та продуктів реакцій.....	179
§ 41. Склад кислот.....	182
§ 42. Назви кислот	185
§ 43. Класифікація кислот і їхні фізичні властивості	188

§ 44. Хімічні властивості кислот: взаємодія з основними оксидами й основами.....	192
§ 45. Хімічні властивості кислот: взаємодія із солями.....	195
§ 46. Взаємодія кислот з металами.....	198
§ 47. Витискувальний ряд металів. Заходи безпеки під час роботи з кислотами.....	200
§ 48. Загальні способи добування кислот. Використання кислот.....	205
§ 49. Основи: їхній склад, номенклатура, класифікація.....	208
§ 50. Фізичні властивості основ. Заходи безпеки під час роботи з лугами.....	211
§ 51. Хімічні властивості основ: взаємодія з кислотними оксидами.....	212
§ 52. Хімічні властивості основ: взаємодія з кислотами.....	216
§ 53. Хімічні властивості основ: взаємодія із солями та розкладання внаслідок нагрівання.....	220
§ 54. Загальні способи добування основ. Використання основ.....	223
§ 55. Поняття про амфотерні оксиди та гідроксиди.....	226
§ 56. Зміна характеру оксидів, основ та кислот, утворених елементами другого та третього періоду періодичної системи Д. І. Менделєєва зі зростанням заряду ядра атомів.....	232
§ 57. Солі: їхній склад і класифікація.....	234
§ 58. Назви солей та їхні фізичні властивості.....	237
§ 59. Поширення солей у природі та їхнє практичне значення.....	240
§ 60. Хімічні властивості середніх солей.....	243
§ 61. Хімічні властивості солей: взаємодія з кислотами та між собою.....	245
§ 62. Способи одержання солей.....	248
§ 63. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.....	251
§ 64. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів або продуктів реакції за відомими даними про реагенти, один з яких узятий з надлишком.....	256
<i>Тестові завдання.....</i>	<i>260</i>
<i>Найважливіше в розділі 5.....</i>	<i>263</i>

Практикум

Правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії.....	264
Практична робота 1. Хімічні явища.....	265
Практична робота 2. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук	267
Практична робота 3. Добування цинк гідроксиду та доведення його амфотерності	268
Практична робота 4. Розв'язування експериментальних задач	270
<i>Посилання в Інтернет на цікаві хімічні ресурси</i>	<i>272</i>
<i>Словничок термінів</i>	<i>273</i>
<i>Відповіді до задач</i>	<i>275</i>
<i>Відповіді до тестових завдань.....</i>	<i>279</i>
<i>Предметний покажчик</i>	<i>280</i>
<i>Іменний покажчик</i>	<i>282</i>

**Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено**

Навчальне видання

БУТЕНКО Анатолій Миколайович

ХІМІЯ

**ДЛЯ ЗАГАЛЬНООСВІТНІХ НАВЧАЛЬНИХ ЗАКЛАДІВ
З ПОГЛИБЛЕНИМ ВИВЧЕННЯМ ХІМІЇ**

**підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів**

*Головний редактор Г. Ф. Висоцька
Відповідальний за випуск М. В. Москаленко
Літературний редактор Т. Є. Цента
Художнє оформлення та дизайн Д. В. Висоцький
Технічний редактор О. В. Лісневська
Коректор Т. Є. Цента
Комп'ютерне верстання С. І. Северин*

**Формат 60*90/16. Папір офсетний. Гарнітура шкільна.
Друк офсетний. Ум. друк. арк. 18,00. Обл.-вид. арк. 14,54.
Тираж 2360 прим. Замовлення №**

**ТОВ ТО «Гімназія»,
вул. Восьмого Березня, 31, м. Харків 61052
Тел.: (057) 758-83-93, (057) 719-46-80, (057) 719-17-26,
факс: (057) 758-83-93**

*E-mail: contact@gymnasia.com.ua
www.gymnasia.com.ua*

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 644 від 25.10.2001

**Надруковано з діапозитивів, виготовлених ТОВ ТО «Гімназія»,
у друкарні ПП «Модем»,
вул. Восьмого Березня, 31, м. Харків 61052
Тел. (057) 758-15-80**

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ХК № 91 від 25.12.2003